

TRATTATO
DI CHIMICA

DI G. J. BERZELIUS

TRADOTTO A PARIGI

DA M. ESSLINGER

SUI MANOSCRITTI INEDITI DELL'AUTORE

E SULL' ULTIMA EDIZIONE TEDESCA

RECATO IN ITALIANO DA F. DU PRÈ

I.ma PARTE. — *CHIMICA-MINERALE.*

TOMO II, P. II.





VENEZIA

DAL PREMIATO STABILIMENTO

TIPOGRAFICO, CALCOGRAFICO E LIBRARIO

DI GIUS. ANTONELLI EDITORE.

M. DCCCXXXI.


WELLCOME
HISTORICAL
MEDICAL
LIBRARY

TRATTATO

DI CHIMICA



IV. *Sali di ammonio.*

I sali di ammonio sono facili a distinguersi dagli altri sali: quando si mescono coll' idrato d' un alcali fisso o con una delle terre alcaline, svolgono dell'ammoniaca, che si riconosce al suo odore; o se la quantità n' è troppo piccola, al fumo che formasi intorno una bacchetta che si tiene sopra il miscuglio, dopo averla bagnata di acido acetico, idroclorico o nitrico. Tutti i sali d' ammonio neutri contengono acqua combinata, una certa porzione della quale sembra necessaria alla lor produzione; quelli che sono anidri sempre contengono un eccesso di base. Il sapore de' sali d' ammonio è salino, pizzicante: vari di essi si volatilizzano senza provare decomposizione; altri abbandonano l' ammoniaca ad una temperatura elevata, mentre l' acido resta; ma la maggior parte di essi viene decomposta per guisa che l'idrogeno dell'ammoniaca fa passare l'acido ad un minor grado di ossidazione, o lo disossigena totalmente, donde risulta uno sviluppo di acqua e di gas nitrogeno. Molti sali d'ammonio perdono dell' ammoniaca quando si evaporano le loro soluzioni, che allora divengono acide. Se si evaporano queste soluzioni per farle cristallizzare, è mestieri, compita l' evaporazione, aggiungervi dell' ammoniaca per neutralizzare l' eccesso di acido.

Vi è una classe di sali la quale venne confusa co' sali d'ammo-

nio, e si può chiamarla *sali d' ammoniaca*, o (per non confonderli coi sali ammonici nella nomenclatura ordinaria) *sali ammoniacali*, poichè l' ammoniaca non vi è combinata colla porzione d'idrogeno che la converte in ammonio. Questi sali hanno origine quando de' corpi elettronegativi, che non contengono nè acqua nè idrogeno, assorbono del gas ammoniaco secco. Già dissi nel primo volume all' articolo dell' ammonio come l' acqua degli ossacidi e l' idrogeno degli idracidi serva a trasformare l' ammoniaca in ammonio. I sali ammoniacali, vale a dire quelli che contengono dell' ammoniaca e non dell' ammonio, consistono principalmente in sali aloidi. Fra i sali ammoniacali ad ossacidi non conosciamo altri sali semplici tranne il solfito ed il carbonato; fra i solfosali, il solfocarbonato e il solfarsenito. Questi sali sono quasi tutti volatili, polverosi, e non offrono alcun vestigio di cristallizzazione. L' acqua gli decompone all' istante, e gli converte in sali d' ammonio.

A. *Sali aloidi d' ammonio.*

Cloruro ammonico (sale ammoniaco, muriato di ammoniaca). In altro tempo non si preparava questo sale che in Egitto, ove traevasi per sublimazione dalla fuliggine proveniente dalla combustione dello sterco de'cammelli. Oggidì lo si fabbrica in diverse città dell'Europa. A quest' uopo si distillano le ossa in grandi storte di ghisa; il nitrogeno, l' idrogeno delle cartilaggini producono dell' ammoniaca, che passa allo stato di carbonato nel recipiente e che è mesciuta con olio empireumatico, acido acetico, acido carbonico, carburo d' idrogeno e solfido idrico. Il carbonato d' ammoniaca impuro così ottenuto, si discioglie nell' acqua, poi si mesce con una dissoluzione di solfato di ferro, o talvolta di allume; l' ammoniaca combinasi coll' acido solforico, mentre l' ossido ferrico o l' allumina si precipitano. Si feltra il liquore e si evapora fino al punto di cristallizzazione, poi si mesce il solfato ammonico cristallizzato con

sal marino, e si riscalda il miscuglio in vasi di gres, aumentando il fuoco rapidamente : sublimasi allora del sale ammoniaco alla parte superiore de' vasi, e rimane del solfato sodico al fondo. In Francia, per estrarre il sale ammoniaco dalla dissoluzione bruna di carbonato ammonico ottenuto colla distillazione delle ossa e imbrattato d'olio empireumatico, la si fa feltrare attraverso strati di gesso (solfato calcico) ridotto in polvere fina, e ne risulta del carbonato calcico e del solfato ammonico, disciolti. Con questo metodo il prezzo del solfato ammonico è minore di quando si usa il vetriolo di ferro ; ma in tal caso, l' ossido ferroso trascina seco dell' olio empireumatico, perchè il carbonato calcico formatosi non ne precipita punto, e quest' olio, divenuto libero durante l' evaporazione, viene alla superficie del liquore e lo cuopre da ultimo interamente per guisa che impedisce l' evaporazione, onde è necessario costantemente e diligentemente schiumarlo. Talvolta disciogliesi il solfato ammonico insieme al sale marino nell' acqna, e si evapora il liquore fino al punto di cristallizzazione; il sale ammoniaco cristallizza da prima, il solfato sodico appresso. Il sale ammoniaco sublimato ha la forma di focacce semitrasparenti, tenacissime ; in tale stato è più puro che sotto ogni altra forma. Quanto al sale ammoniaco cristallizzato, lo si mette a sgocciolare in istampi conici, lo si preme e lo si disecca. Contiene del solfato sodico e dell' acqua.

Il sapore del sale ammoniaco è acre e piccante. Cristallizza d'ordinario in piumicine, meno spesso in cubi o in ottaedri. Il suo peso è di 1, 45. Essendo il sale ammoniaco sublimato tenacissimo, è difficile ridurlo in polvere. Non si altera all'aria, e sublimasi senza decomposizione. E' solubile nell' alcoole. Disciogliesi in 2, 72 parti d'acqua fredda ed in uguali parti d'acqua bollente. Decomposto da alcune ossibasi, fornisce 16, 78 per 100 di acqua. Il potassio, lo zinco ed il ferro ne svolgono del gas ammoniaco e del gas idrogeno. Esso è formato di uguali volumi di gas ammoniaco e di gas acido idroclorico.

Bromuro ammonico. Lo si prepara sciogliendo il bromo nell'ammoniaca liquida. Il liquore riscaldasi, svolgesi del gas nitrogeno con effervescenza, e quando l' ammoniaca è saturata, la dissoluzione ritrovasi colorita in giallo da un po' di bromo disciolto. Evaporando il liquore, si ottengono de' prismi quadrilateri che s' incrocicchiano talvolta ad angoli retti. Questo sale può essere sublimato. All' aria, diviene a poco a poco giallastro, ed arrossa allora la carta di tornasole.

Ioduro d' ammonio. 1.° *Ioduro ammonico.* Il miglior metodo per ottener questo sale è quello di saturare l' acido idriodico liquido coll' ammoniaca caustica e far evaporare la dissoluzione. Questo sale cristallizza difficilmente in cubi, e la massa salina secca umettasi all' aria. Sublimasi senza alterazione in un' atmosfera scevra di gas ossigeno; ma quando si opera al contatto dell' aria, decomponesi in parte, svolgesi dell' ammoniaca, e il sublimato viene colorito in giallo da un biioduro. All' aria libera ed alla temperatura ordinaria, l' eccesso d' iodo si volatilizza, ed il sale diviene bianco.

2.° *Biioduro ammonico.* Prende origine quando si satura d'iodo una soluzione concentrata del sale precedente. Il liquore diviene d' un bruno carico ed opaco. Espostosi all' aria l' ioduro ammonico in dissoluzione acquosa, trasformasi in biioduro, e il liquore si carica d' ammoniaca libera. Ignorasi se l' ammonio si unisca all' iodo in più di due proporzioni.

Fluoruro ammonico (fluato d' ammoniaca). 1.° *Fluoruro neutro.* Il miglior metodo per prepararlo è quello di mescere una parte di sale ammoniaco in polvere fina con due parti e un quarto di fluoruro sodico in polvere finissima, e riscaldare il miscuglio in un vase di platino. Io mi servo a tal uopo d' un crogiuolo di platino munito d' un coperchio concavo, la cui cavità è piena di acqua; questa si deve rimettere a misura che viene evaporata nell' operazione. Riscaldando lentamente il fondo del crogiuolo, il fluo-

ruro ammonico sublimasi al coperchio, la cui temperatura non può eccedere 100 gradi. È facilissimo ottener questo sale scevro di sale ammoniaco, e sublimato in piccoli cristalli prismatici. Quando il sale che sublimasi è umido, svolgesi dell'ammoniaca al principio dell' esperienza, e il prodotto è meschiato di un sale acido. Il fluoruro ammonico si conserva all' aria, e facilmente si discioglie nell' acqua ; è pure leggermente solubile nell' alcoole, ma la maggior parte del sale contenuto nella dissoluzione forma, coll' acqua dello spirito di vino, un liquido pesante che precipita al fondo del vase. Ad una temperatura elevata, entra in fusione prima di sublimarsi. Questo sale intacca il vetro con tale violenza, che lo corrode, anche sotto forma secca, pel semplice contatto. La sua dissoluzione acquosa fornisce un mezzo eccellente per incider sul vetro : si porta con un pennello sul mastice che copre il vetro, e sul quale si è disegnato, e quando si è diseccata, si può toglierne il sale coll' acqua ; questa dissoluzione può servire un' altra volta. Da quanto si è detto il fluoruro ammonico non può conservarsi in vasi di vetro.

2.° Quando introducesi il fluoruro ammonico secco nel gas ammoniaco, questo sale assorbe prontamente una porzione del gas, e formasi un *fluoruro basico*, che svolge del gas ammoniaco e diviene ancor neutro allorchè si sublima.

3.° *Fluoruro ammonico acido* (fluato acido d' ammoniaca). Ottiensi questo sale quando si fa evaporare una dissoluzione di fluoruro neutro sì col calore che spontaneamente. Coll' evaporazione ad una temperatura di 36 a 40° , si ottiene, quando il liquore comincia ad acquistare maggior consistenza, una massa cristallina, granellosa, che può venir diseccata su carta bibula, e si mantiene a questa temperatura all' aria secca ; ma all' ordinaria temperatura cade sì prontamente in deliquescenza, che la massa ne prova una particolar mutazione.

Fluoruro borico-ammonico (fluoborato d' ammoniaca). Non si può ottener questo sale, facendo sublimare un miscuglio di sale am-

moniaco e di fluoruro borico-potassico. Il miglior metodo per prepararlo è quello di aggiungere l'acido borico al fluoruro ammonico; svolgesi tosto dell'ammoniaca, e, se siasi adoperata la conveniente proporzione d'acido borico, il sale cristallizza coll' evaporazione del liquore. È da notarsi che in tal caso l'acido borico scaccia l'ammoniaca e fa l'ufficio di una base più forte. Il fluoruro borico-ammonico cristallizza in prismi, a sei piani, terminati da sommità diedre. Ha il sapore medesimo del sale ammoniaco, arrossa la carta di tornasole, facilmente disciogliesi nell' acqua ed anche bene nell'alcoole. Se si satura la soluzione con un eccesso d'ammoniaca e la si evapori, il sale cristallizza senza alterarsi. Il sale secco può sublimarsi senza alterazione, nè lasciare residuo. Lo si purifica, colla sublimazione, dall'eccesso d'acido borico che può contenere, e che rimane al fondo del vase. Il sublimato non offre alcun' apparenza di cristallizzazione, e ne' siti più vicini al fuoco, è semifuso e translucido. Esso non intacca il vetro.

Fluoruro silicico-ammonico (fluosilicato d'ammoniaca). È difficile prepararlo per via umida; poichè l'ammoniaca, meschiata coll'acido idrofluosilicico, ne precipita una porzione d'acido silicico, che si ridiscioglie per altro durante l'evaporazione. É da anteporsi la via secca per ottener questo sale; cioè, far sublimare un intimo miscuglio di fluoruro silico-potassico o sodico con sale ammoniaco in polvere fina, la quale operazione si eseguisce benissimo in vasi di vetro. Il sale sublimato forma una massa coerente, non cristallina. È solubilissimo nell'acqua, e cristallizza, coll' evaporazione spontanea, in grossi cristalli trasparenti che affettano la forma di romboidi o di prismi a sei piani. Sottomesso all' azione del calore, si fende e sublimasi poi senza entrar da principio in fusione. L'ammoniaca non precipita tutto l'acido silicico di questo sale e molto ne resta disciolto nel liquore.

Fluoruro titanico-ammonico (fluato di titano e d'ammoniaca). Lo si prepara mescendo l'acido idrofluotitanico con tanta ammoniaca quanta basta a far che non formisi più precipitato, indi si evapora

il liquore. Il sale cristallizza in pagliette brillanti, al tutto simili a quelle che forma il *fluoruro titanico potassico*. Se si riscalda questo sale in un vase di platino, fornisce, ad una temperatura inferiore al rovente, un sublimato di fluoruro ammonico, e rimane nella storta del *fluoruro titanico-ammonico acido*, che conserva la forma del sale adoperato, e componesi di fluoruro ammonico combinato probabilmente con una doppia quantità di fluoruro titanico. Alla temperatura del rosso nascente si fonde, indi sublimasi in fiocchi nulla cristallini. Disciogliesi nell'acqua. Il suo sapore è acido ed astringente, e si può versar molto alcali nella sua soluzione, prima di precipitarla.

Fluoruro tantalico-ammonico (fluato di tantalo e d'ammoniaca). Lo si ottiene versando dell'ammoniaca nell'acido idrofluotantalico, finchè non si formi più precipitato. Dopo una lenta evaporazione, il sale cristallizza in pagliette perfettamente simili a quelle prodotte dal sale potassico. Trattato coll'acqua, si decompone, lascia una polvere bianca, e fornisce una soluzione acida; donde sembra risultare che si discioglie soltanto in un liquido contenente un eccesso di acido: coll'ebollizione decomponesi ancor d'avvantaggio. Riscaldato in un vase di platino, il sale secco produce un sublimato di fluoruro ammonico contenente vestigi di fluoruro tantalico; e quest'ultimo rimane nella storta senza essere maggiormente alterato dall'azione del calore.

Ossifluoruro molibdico-ammonico, ossifluoruro tunstico-ammonico. Somigliano perfettamente ai sali corrispondenti di potassio pel loro aspetto, per la loro solubilità e per la loro composizione.

Cianuro ammonico (prussiato d'ammoniaca). Lo si ottiene saturando di gas ammoniaco l'acido idrocianico. Questo sale è volatilissimo. Il gas contenutovi sostiene alla temperatura di 22° una colonna di mercurio di metri 0,45; ed a 36° fa probabilmente equilibrio coll'atmosfera. Condensasi in cristalli cubici, e si decompone in poco tempo, deponendo una massa carbonosa che contiene del nitrogeno. La sua decomposizione avviene del pari nell'atmosfera in cui si forma. Il carburo di nitrogeno, prodotto in tal caso, conserva la forma

cristallina. Questo sale si produce durante la secca distillazione della più parte de'composti ne' quali entra del cianuro ferroso, e massime del cianuro ferroso-ammonico.

Solfocianuro ammonico. Lo si ottiene, quando si satura l'acido idrosolfocianico coll'ammoniaca, o quando si riscalda un miscuglio di solfocianuro potassico secco e di sale ammoniaco, in un apparato distillatorio, nel qual caso il sale ammonico si sublima. È solubilissimo nell' acqua, deliquescente e difficile ad ottenersi sotto forma di cristalli regolari. Secondo Zeise, si possono averne de'cristalli, esponendo una soluzione di solfido carbonico nell' alcoole, saturata di gas ammoniaco, per 72 ore, in luogo freddo, decantando il liquore dai cristalli d'idrosolfocianato ammonico che formansi dopo questo tempo, e riducendolo colla distillazione fino al quarto del suo primitivo volume. Si ottengono dapprima de' cristalli di solfo, poi altri cristalli di solfocianuro ammonico.

B. *Alosali di ammoniaca.*

Clorofosfuro ammoniacale. Questo sale è fornito di proprietà molto caratteristiche; lo si ottiene saturando di gas ammoniaco il clorido fosforico. Il sale doppio presentasi sotto forma d'una massa insolubile, bianca, terrosa, che non viene decomposta nè volatilizzata colla calcinazione in vasi chiusi. Per via umida non è decomposto nè dagli acidi forti, nè dagli alcali, e non si può decomporlo che calcinandolo colla potassa o riscaldandolo nel gas ossigeno: anche con tali mezzi la decomposizione procede lentamente.

Cloroboruro ammoniacale. Lo si ottiene mescendo insieme il gas clorido borico e il gas ammoniaco. Un volume del primo si condensa con un volume e mezzo del secondo, e risulta un sale polveroso, meno volatile del sale ammoniaco. Se lo si mette in contatto coll' acqua, formasi del cloruro e del borato ammonici, e, quando sublimasi il sale, rimane dell' acido borico.

Clorossicarburo ammoniacale. Formasi per l'azione del gas ammoniaco sul gas ossiclorido carbonico. Un volume di gas ossiclorido carbonico ne condensa quattro di gas ammoniaco, e produce così una massa bianca che si mantiene senza alterarsi finchè è lungi dal contatto dell'acqua. Questo sale è volatile e può venir sublimato. Esposto all'aria, ne attrae l' umidore e svolge del gas ammoniaco, decomponendosi in cloruro e in carbonato ammonici, che si sublimano ciascun di per sè.

Clorossicarburo e clorossisolfuro ammoniacale. Questi due corpi formano, combinandosi, un doppio sale particolare, il quale si ottiene introducendo nel gas ammoniaco il corpo bianco cristallino che risulta dall'azione dell' acqua regia sul solfido carbonico, che a poco a poco assorbe questo gas. Il sale che formasi è volatile, e può venir sublimato nel vase in cui ebbe origine. Attrae l' umidore dell' aria, ed i suoi elementi a poco a poco si separano, a misura che assorbono l'acqua gli uni dopo gli altri. Se si ritragga il sale, indi lo si introduca il più prontamente possibile in un vase distillatorio, e lo si riscaldi, prova un cangiamento, e più non sublimasi senza alterazione, come si sublimava nel gas ammoniaco. In fatti, entra dapprima in fusione, ed abbandona un eccesso d' ammoniaca; poi stilla un liquido etereo, che spande un odore di acido idrocianico, ma che non precipita i sali di ferro e potrebbe anche contener del cianogeno; passa poscia dell'acido solforoso, ed alla fine si sublima un miscuglio di cloruro e di solfito ammonici.

Ioduro ammoniacale. Formasi allorchè s' introduce l'iodo secco nel gas ammoniaco, che ne viene assorbito. La combinazione è nera, e può essere sublimata nel gas ammoniaco. L' acqua la decompone in ioduro ammonico ed in iodido nitroso, come dicemmo all' articolo dell' iodo.

Fluoboruro ammoniacale. Il gas fluorido borico si combina con un volume di gas ammoniaco uguale al proprio per produrre un sale doppio, che si sublima allo stato secco, senza provare alterazione. Ma quando il sale ritrovasi nel caso di potersi combinare coll'acqua, i due

sali si separano, e se si vogliano allor sublimare, svolgesi del fluoruro borico-ammonico con eccesso di base, e l'acido borico rimane separato. Mescendo un volume di gas fluorido borico con due volumi di gas ammoniaco, i due gas si condensano in un sottosale liquido che abbandona il suo eccesso di alcali quando riscaldasi, e diviene solido prima di sublimarsi. Il sale liquido, messo in contatto col gas ammoniaco, ne assorbe ancora un volume e mantiensi allo stato liquido. Il gas fluorido borico si unisce dunque ad una, due e tre volte il suo volume di gas ammoniaco.

Fluosiliciuro ammoniacale. Lo si ottiene mescendo il gas fluorido silicico col gas ammoniaco; un volume del primo di questi gas condensa due volumi del secondo. Finchè il sale non è posto in contatto coll'acqua, sublimasi senza provare alterazione; ma a contatto con essa, si separa una certa quantità d'acido silicico, e si ottiene del fluoruro silico-ammonico, che, dopo la evaporazione, acquista la forma di piccoli cristalli.

Cianuro ammoniacale. Se si mesce del gas ammoniaco e del gas cianogeno, producesi un vapor bianco, ed i gas si condensano a poco a poco, combinandosi nella proporzione d'un volume di cianogeno e d'un volume e mezzo di ammoniaca. Sulle pareti del vase deponesi una massa bruna; questa disciogliesi in piccola quantità nell'acqua che ne viene colorita in bruno; la dissoluzione non fornisce alcun precipitato di azzurro di Prussia co' sali ferrici. Se, in vece di operare come dicemmo, si fa assorbire il gas cianogeno dall'ammoniaca liquida, non formasi, secondo Woehler, cianito ammonico, ma un cianuro, e si ottiene molto nitruro di carbonio bruno, dell'ossalato ammonico ed una sostanza particolare, cristallizzabile, che non sembra appartenere alla classe dei sali. Questa sostanza è identica con una sostanza cristallizzabile, chiamata *ureo*, che ritrovasi nell'urina degli animali.

C. *Ossisali d' ammonio.*

Solfato ammonico. 1.° *Solfato neutro.* Forma de' prismi appiattiti, disciogliesi in due parti d' acqua fredda e in una d' acqua bollente: non si altera all' aria, alla temperatura atmosferica. All'aria calda fiorisce. Esposto all'azione del calore, crepita, si fonde e perde la sua acqua di cristallizzazione, con una parte della sua ammoniaca; dopo di che viene decomposto dall' idrogeno dell'ammoniaca, svolge del gas nitrogeno, e fornisce un sublimato di solfito. Contiene 24,3 per 100 di acqua, della quale perde metà coll' efflorescenza mediante un dolce calore.

2.° *Bisolfato.* Il suo sapore è acre ed acido; assorbe l' umidore dell' aria, e disciogliesi in uguali parti di acqua. Neutralizzando il bisolfato ammonico con la potassa, la soda o la litinia, formansi dei sali doppii cristallizzabili, che non si alterano all' aria; quando calcinansi, l' ammoniaca si svolge e rimane un sal acido.

Iposolfato ammonico. Lo si ottiene decomponendo il sale manganoso coll' idrosolfato ammonico, od il sale baritico col solfato ammonico. È solubilissimo nell' acqua, e difficile ad ottenere sotto forma cristallina. I cristalli sono prismastici, non si alterano all' aria, e si disciolgono, a 16°, in 0, 79 parte d'acqua. Contengono dell' acqua, il cui ossigeno sta a quello dell' acido come 2 : 5, vale a dire nella proporzione necessaria per produrre un sale d' ammonio.

Solfito ammonico. Il suo sapore è fresco, acre e solforoso; umettasi all' aria, poi ritorna secco, trasformandosi in solfato ammonico. Disciogliesi in uguali parti d' acqua fredda ed in una più piccola quantità d' acqua bollente; quando lo si riscalda, crepita, perde una parte della sua ammoniaca e della sua acqua, poi fornisce un sublimato di sursolfito ammonico.

Solfito ammoniacale. Lo si ottiene mescendo il gas acido solforoso secco e il gas ammoniaco pur secco. Formasi un fumo bruno-gial-

lastro, che si condensa sulle pareti del vase in una massa nulla cristallina, d' un bruno chiaro. L' acqua trasforma immantinente questo sale in solfito ammonico.

Iposolfito ammonico. Lo si prepara decomponendo l' iposolfito calcico col carbonato ammonico. Fornisce, colla evaporazione, una massa salina, composta di piccoli aghetti.

Nitrato ammonico (nitrum flammans). Evaporando la soluzione di questo sale molto accuratamente e facendola raffreddar con lentezza, si ottengono de'cristalli di una forma bene caratterizzata. Se si concentra la soluzione facendola bollire e raffreddandola prontamente, il sale cristallizza in fili lunghi, flessibili ed elastici; se si riscalda finchè tutta l'acqua sia evaporata, il sale rappigliasi col raffreddamento in una massa opaca. Il nitrato ammonico ha un sapor acre ed amaro, disciogliesi in due parti di acqua fredda ed in una di acqua bollente, e si liquefà all' aria umida. Riscaldato rapidamente in una storta di vetro, fino a 200°, fondesi, entra in ebollizione e perde la sua acqua di cristallizzazione: a 250°, resta decomposto con isviluppo di acqua e di gas ossido nitroso (come già dissi nel primo volume alla pagina 48, tomo primo, parte seconda); quando il sale sia puro e lo si riscaldi con precauzione, non formasi altro prodotto. Ma se la decomposizione si opera con una tale rapidità che il vase si riempia di fumo, trovasi pure del nitrito ammonico fra i prodotti della distillazione, dell'ammoniaca e del gas ossido nitrico. Il sale ottenuto colla evaporazione a secchezza, sublimasi in parte, senza avere provato alterazione, così che è meno proprio alla preparazione del gas ossido nitroso. Se riscaldasi il nitrato ammonico oltre i 300°, o lo si getti in un crogiuolo rovente, brucia con un leggero sibilo spandendo una luce giallastra.

Nitrito ammonico. Lo si ottiene precipitando il nitrito piombico neutro col solfato ammonico. Viene decomposto alla minima elevazione di temperatura: svolgesi del gas nitrogeno con effervescenza, e la dissoluzione salina rimane perfettamente neutra. Se si abbandona la soluzione di questo sale alla evaporazione spontanea in un'aria secca,

si riduce in fine in una massa salina, irregolarmente cristallina, la quale si fonde per l'azione del calore, e si decompone, producendo un miscuglio di gas ossido nitroso, d' acqua e d' ammoniaca. In tal circostanza prova una doppia decomposizione, ottiensi del nitrogeno e dell' acqua (propriamente come quando riscaldasi la dissoluzione), del nitrato ammonico e del gas ossido nitrico (come i nitriti, secondo quanto fu detto alla pag. 339 della parte precedente); e siccome l' acido nitrico prodotto non basta alla saturazione della base, una parte di questa diviene libera. Se, per questa doppia decomposizione, i gas nitrogeno ed ossido nitrico sviluppansi simultaneamente, combinansi l'uno coll' altro, e si ottengono definitivamente del gas ossido nitroso, dell'acqua e dell'ammoniaca libera. Questo sale contiene 13,68 parti di acqua, la quale rinchiude altrettanto ossigeno che l'acido nitroso. Cento parti d'acido nitroso saturano 44,1 parti d'ammoniaca, e tutto l'ossigeno, che l'acido abbandona per convertirsi in nitrogeno, entra nell' ossidazione dell' idrogeno che si svolge durante la decomposizione dell' ammoniaca; quindi per tal via non può venir decomposto che in acqua ed in gas nitrogeno.

Fosfato ammonico. 1.° *Fosfato neutro.* Non lo si ottiene che saturando coll' ammoniaca una dissoluzione un po' concentrata di acido fosforico; quando il liquore che si riscalda, mentre il miscuglio si opera, contiene un leggero eccesso di alcali, lo si lascia raffreddar lentamente; il sale allor cristallizza a poco a poco. La soluzione non può venire evaporata a caldo senza perdere una parte dell' ammoniaca, nè divenir acida; ma si può aggiungerci dell'ammoniaca dopo l'evaporazione. Il sale cristallizzato reagisce alla maniera degli alcali; è solubilissimo nell' acqua, fiorisce all'aria, abbandona dell' ammoniaca e diviene acido. Non si discioglie nell'alcoole.

2.° *Bifosfato ammonico.* Lo si prepara saturando d' ammoniaca l' acido fosforico che si ottiene trattando le ossa calcinate coll' acido solforico, ed evaporando il liquore fino al punto di cristallizzazione. Forma grossi cristalli, che si disciolgono in cinque parti d'acqua fred-

da ed in meno d'acqua bollente. Questo sale contiene 25,36 per 100 d'acqua di cristallizzazione; quando riscaldasi perde una parte di quest'acqua, ed abbandona a poco a poco tutta la sua ammoniaca, così che solo resta in fine dell'acido fosforico acquoso. Sulla decomposizione di questo sale per l'azione del calore è fondata la preparazione dell'acido fosforico col metodo descritto alla pagina 55 della seconda parte del primo volume.

3.° *Sottofosfato ammonico.* Si ottiene questo sale aggiungendo dell'ammoniaca caustica ad una soluzione concentrata di fosfato ammonico. È pochissimo solubile nell' acqua, e si precipita dalla dissoluzione, che rappigliasi così in un magma. All'aria libera, perde il suo eccesso di base e diviene neutro.

Gay-Lussac trovò che, immergendo delle tele di lino od in generale stoffe combustibili, in una soluzione salina, poi diseccandole, divengono men combustibili quando i sali adoprati sono fusibili e contengono elementi volatili. I sali fissi e poco fusibili non producono alcun effetto. La esistenza di questi sali non impedisce che la stoffa venga distrutta e carbonizzata dal calore; ma non può ardere, e spegnesi tosto ch'esce dal fuoco. Tale effetto da un lato proviene perchè le parti del sale che si volatilizzano, meschiate coi gas provenienti dalla stoffa bruciata, diminuiscono la combustibilità di essa, e d'altro lato perchè il sale fuso penetra la massa carbonosa e si oppone che l' aria entri a contatto col carbone. Secondo lo stesso chimico e' conviene, per ottener questo effetto, usare un miscuglio di parti uguali di fosfato ammonico e di sale ammoniaco, o di uguali parti di sale ammoniaco e di borace. Perchè la stoffa sia completamente incombustibile, occorre ch'essa contenga allo stato secco un quinto del suo peso di sale.

Fosfato ammonico-sodico (sal di fosforo, sal fusibile dell'urina). Si incontra in quantità abbastanza considerevole nell'urina, donde si può estrarlo coll' evaporazione, dopo la decomposizione dell' ureo. Per purificarlo, conviene fargli provare varie cristallizzazioni. Il miglior metodo per prepararlo è quello di far fondere in due parti d' acqua sei

a sette parti di fosfato sodico cristallizzato, disciorre in questo licore una parte di sale ammoniaco in polvere fina, feltrare la dissoluzione calda e metterla a cristallizzare in luogo freddo. Non lo si dee evaporare, poichè l'ammoniaca si volatilizzerebbe e il liquore, divenuto acido, non fornirebbe che pochi cristalli, o non ne darebbe. Cristallizzato il sal doppio, rimane del cloruro sodico nel licore. Il sale fiorisce all'aria, e perde colla sua acqua di cristallizzazione una parte della sua ammoniaca. Riscaldato al cannello sopra il carbone, fondesi con effervescenza, svolge dell' ammoniaca, e lascia da ultimo una perla di bifosfato sodico, che conserva la sua limpidità dopo il raffreddamento. Si usa nella medesima guisa che il borace negli assaggi al cannello.

Fosfato ammonico-litico. Questo sale precipitasi sotto forma di grani cristallini, quando si svapora un miscuglio disciolto d'un sale litico e di fosfato ammonico. Il sale doppio non formasi quando il liquore contiene un eccesso di fosfato, od è allungato, e torna necessario evaporarlo lentamente per evitare che l' ammoniaca si volatilizzi, e che la dissoluzione divenga acida. Somiglia pel suo aspetto al fosfato ammonico-magnesico, entra facilmente in fusione e perde la sua ammoniaca. Differisce tuttavolta dal sale magnesico, poichè diviene rosso calcinandolo col nitrato cobaltico, mentre il sale litico diviene azzurro.

Fosfito ammonico. Questo sale cristallizza, diviene umido all' aria, disciogliesi in due parti d' acqua fredda e in meno d' acqua bollente; sottomesso alla distillazione, fornisce dell'ammoniaca e lascia dell' acido fosforico acquoso, che si decompone poscia in gas fosfuro d' idrogeno, che svolgesi, ed in acido fosforico acquoso, che rimane nella storta.

Ipofosfito ammonico. È deliquescente e disciogliesi nell' acqua e nell'alcoole anidro. Esposto ad un dolce calore, svolge dell'ammoniaca e lascia dell'acido ipofosforoso acqueo, che si decompone quando si aumenta il calore, e fornisce, come d' ordinario, del gas fosfurato d' idrogeno, del fosforo e dell'acido fosforico.

Clorato ammonico. Il miglior metodo per ottenerlo è quello di mescere del clorato potassico in polvere fina con una soluzione di fluoruro silicico-ammonico; aggiungesi il clorato in piccole porzioni, finchè non formisi più fluoruro silico-potassico. Si possono anche pesare e mescere i sali secchi nelle proporzioni necessarie perchè si decompongano reciprocamente, dopo di che vi si aggiunge dell' acqua. Si evapora la soluzione ad un dolce calore, il sale cristallizza in aghetti delicati, solubilissimi nell'acqua e nell'alcoole. Sublimasi ad una temperatura che appena eccede 100°; ad una temperatura più elevata si decompone, e fornisce un miscuglio di cloro e di gas ossido nitroso. Gettato sopra un corpo fortemente riscaldato, detona come il nitrato ammonico, producendo un fuoco rosso.

Iodato ammonico. Questo sale si forma quando si satura d' ammoniaca l' acido detto cloro-iodico o l' acido iodico. E' poco solubile, cristallizza in piccoli cristalli, e detona sugli ardenti carboni con una fiamma leggermente colorita in violetto. In un vase distillatorio, detona ad una temperatura elevata e spezza l' apparato.

Carbonato ammonico. 1.° Bicarbonato. Questo sale si forma quando conservasi il carbonato ammonico per qualche tempo in vasi imperfettamente chiusi: la metà della base si volatilizza e rimane un sale senza odore e meno solubile nell'acqua fredda del carbonato ammonico. Si può del pari prepararlo facendo giungere del gas acido carbonico in una soluzione saturata di carbonato ammonico, finchè il gas più non venga assorbito. Il bicarbonato ammonico disciogliesi in otto parti di acqua fredda, e si può farlo cristallizzare riscaldandolo in un fiasco otturato, con meno d'acqua che non esiga per disciorsi a freddo. Il sale disciogliesi allora nell'acqua calda e cristallizza raffreddandosi. Il suo sapore non è alcalino ed appena reagisce sensibilmente come gli alcali. Se si riscalda la sua dissoluzione acquosa, si volatilizza dapprima una parte dell' acido carbonico, poi il sottosale rimanente. Alla temperatura ordinaria dell' aria, si volatilizza a poco a poco. Questo sale non può

esistere senz' acqua: ne contiene 22,7 per cento, il cui ossigeno è uguale alla metà di quello dell' acido carbonico.

Sesquicarbonato ammonico. Lo si ottiene mescendo una parte di sale ammoniaco con due parti di creta in polvere fina, e stillando il miscuglio secco in una storta di vetro munita di un recipiente lutato, finchè più non sublimisi sale. Rimane del cloruro calcico nella storta, ed il sesquicarbonato, volatilizzato col calore, deponesi nel recipiente. Si può del pari prepararlo con un miscuglio di sale ammoniaco e carbonato potassico. Il sale ottenuto per sublimazione può essere ridotto allo stato cristallino col mezzo stesso che il sale precedente. Reagisce come l'ammoniaca, ha lo stesso odore di essa, ed un sapor acre e alcalino. Disciogliesi in due parti d' acqua fredda, e in meno che eguali parti d'acqua calda. Sotto forma secca, contiene $15\frac{1}{4}$ per cento di acqua, il cui ossigeno sta a quello dell'acido carbonico come 2: 3.

3.° *Carbonato ammoniacale*, o carbonato che ha l'ammoniaca e non l' ammonio per base. Quando si mesce insieme il gas acido carbonico secco e il gas ammoniaco secco, essi si condensano e producono questo sale, in cui un volume di gas acido carbonico è combinato con due volumi di gas ammoniaco, anche quando adoprasi un grande eccesso del primo. Ma se questi gas sono umidi, il gas acido carbonico condensa un volume di gas ammoniaco uguale al proprio, o una volta e mezzo il suo volume se ce ne ha una quantità bastante, e formasi un sesquicarbonato o un bicarbonato ammonico. Il carbonato d' ammoniaca viene trasformato dall' acqua in sesquicarbonato ammonico.

Ossalato ammonico. 1.° *Ossalato neutro.* Difficilmente si discioglie nell'acqua, è insolubile nell' alcoole e fiorisce all'aria, perdendo 0,126 d' acqua di cristallizzazione. Il sale fiorito ritiene una quantità d' acqua uguale a quella che ha abbandonato, di cui non si può privarlo, e il cui ossigeno è uguale al terzo di quello dell'acido ossalico. Stillandolo, si decompone e produce un corpo sublimato, di

natura particolare, testè scoperto da Dumas e nominato da esso *oxamite*. Questo sale si adopera nell' analisi per precipitare la calce.

2.º *Biossalato ammonico.* Precipitasi sotto forma di piccoli grani cristallini, e difficilmente disciogliesi nell' acqua. Contiene 16,73 per 100 d' acqua.

Ossalato potassico-ammonico. Lo si ottiene neutralizzando coll'ammoniaca l' eccesso d' acido del sale d' acetosella (biossalato potassico). Deponesi sotto forma di cristalli inalterabili all' aria. Il sale doppio è più solubile dell' ossalato semplice.

Borato ammonico. L' acido borico ha pochissima affinità per la ammoniaca. Se si discioglie l' acido borico nell'ammoniaca caustica, il liquore riscaldasi, e quando si mette dell'acido borico finchè l'ammoniaca sia quasi saturata, si ottiene, quantunque ci abbia un eccesso di alcali, un *biborato ammonico*, il quale, raffreddandosi, cristallizza in prismi trasparenti inalterabili all'aria. Questo sale reagisce come gli alcali, il suo sapore è amaro, disciogliesi in circa otto parti di acqua, e, quando si evapora questa dissoluzione, perde dell' ammoniaca. Questo sale corrisponde al grado di combinazione con altre basi in cui l' acido contiene dodici volte altrettanto ossigeno della base. Contiene all'incirca 30 per 100 d' acqua di cristallizzazione.

2.º *Borato neutro.* Lo si ottiene come il sal precedente, ma occorre, per prepararlo, lasciare un grande eccesso d'ammoniaca nel liquore. Cristallizza in ottaedri romboidali, che non sono limpidi. Questo sale fiorisce all' aria, ed esige circa dodici parti d'acqua per la sua dissoluzione. Contiene 26 per cento d'acqua di cristallizzazione. In questo sale e nel sal precedente l' ossigeno dell' acqua di cristallizzazione sta a quello dell' acido come 4 : 6.

3.º *Borato sesquiammonico.* Lo si ottiene disciogliendo il sal precedente, mediante il calore ed in vasi chiusi, nell'ammoniaca concentratissima; cristallizza col raffreddamento del liquore. I cristalli contengono 22 $\frac{1}{4}$ per cento d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è la metà di quello dell' acido. Lo stesso sale si forma, quando introducesi l'acido

borico cristallizzato nel gas ammoniaco, e lo vi si lascia finchè non assorbe più gas. In tal caso 100 parti d'acido borico aumentano di 21 parti in peso. Dietro ciò sembra che questo sale più di tutti i borati ammonici sia quello che contenga più base. Del resto, comprendesi che quando si preparano questi differenti gradi di combinazione, si ottengono quasi sempre allo stato di miscuglio cogli altri gradi.

Silicato ammonico. Questo sale non sembra esistere.

Acetato ammonico. Il miglior metodo per ottenerlo sotto forma solida è quello di mescere l'acetato potassico o calcico secchi con uguali parti di sale ammoniaco in polvere, e distillare il miscuglio. Il cloruro potassico o calcico rimane nella storta, e l'acetato ammonico passa sotto forma solida nel recipiente. Saturando l' acido acetico ordinario, od anche un po' concentrato, coll'ammoniaca caustica, si ottiene una dissoluzione d' acetato ammonico, ch' è difficile concentrare, sì perchè il sale si evapora nel tempo stesso che l'acqua e sì perchè perde dell' ammoniaca. La soluzione che evaporasi diffonde un odore del tutto particolare. Se si lascia raffreddar lentamente una soluzione saturata d' acetato ammonico, fatta a caldo in un fiasco otturato, il sale cristallizza in lunghi aghi, che prontamente si umettano all'aria. Il suo sapore è acre, e somiglia a quello d' un miscuglio di nitro e di zucchero. Il sale secco esige per sublimarsi una temperatura un po' superiore a quella dell' acqua bollente. Lo si usa in medicina, e la sua dissoluzione acquosa è conosciuta da lungo tempo sotto il nome di spirito di Mindererus. Questa dissoluzione non può conservarsi lungo tempo; poichè l'acido viene decomposto e formasi del carbonato ammonico.

Tartrato ammonico. 1.º *Tartrato neutro.* È più solubile nell'acqua fredda, che nella bollente, e fiorisce all' aria divenendo acido.

2.º *Bitartrato ammonico.* Somiglia al sale potassico e si discioglie difficilissimamente nell' acqua.

Tartrato potassico-ammonico. Lo si ottiene neutralizzando il cremore di tartaro coll'ammoniaca. È solubilissimo nell'acqua ed efflorescente.

Bitartrato potassico e borato ammonico. Questo composto ha una apparenza gommosa.

Pirotartrato ammonico. Cristallizza in lamine.

Citrato ammonico. E' solubilissimo e non cristallizza che quando la soluzione giunse, evaporandola, fino a consistenza di mele.

Malato ammonico. Forma un sal neutro deliquescente e un sal acido inalterabile all' aria ed insolubile nell' alcoole.

Benzoato ammonico. Dubito che si possa ottenerlo allo stato di perfetta neutralità. Quando contiene un eccesso di alcali, è deliquescente. Evaporando la soluzione di questo sale, una parte dell' ammoniaca si volatilizza, e rimane un sal *acido,* che facilmente fiorisce. Disciogliesi a rilento nell'acqua fredda; sciolto nell' acqua bollente, cristallizza, con un lento raffreddamento, in cristalli penniformi, e con un rapido raffreddamento in piccioli grani cristallini. Il sale neutro e il sal acido si disciolgono nell' alcoole.

Gallato ammonico. È solubile nell'acqua e diviene all'aria bruno o verde. Seccato nel vuoto, sopra l' acido solforico, riducesi in una massa d' un bianco grigio.

Mucato ammonico. E' acido e cristallizza in piccoli prismi limpidi e poco solubili.

Piromucato ammonico. Forma coll' evaporazione della soluzione neutra un sal acido cristallizzabile.

Succinato ammonico. Sotto forma solida, il succinato neutro non è conosciuto. Il sale che cristallizza dopo l' evaporazione della dissoluzione neutra è acido. I suoi cristalli sono inalterabili all'aria : può essere sublimato senza provar cangiamento. Il succinato ammonico serve nelle analisi per separare l' ossido ferrico dagli altri ossidi metallici ; ma è d' uopo notare che quando si adopera il sale cristallizzato, la sua dissoluzione deve essere neutralizzata, senza di che il precipitato di succinato ferrico che ottiensi si ridiscioglie nel lavacro. In medicina si adopera una soluzione di questo sale, che ottiensi saturando l' acido succinico col sale di corno di

cervo (carbonato ammonico contenente olio animale di Dippel) il quale è conosciuto sotto il nome di *liquor cornu cervi succinatus*. Essendo il prezzo dell'acido succinico elevatissimo, lo si imita talvolta con un miscuglio d'acido tartrico e d'olio di succino rettificato. Per iscoprir questa frode, basta aggiungere prima alla soluzione una goccia d'una dissoluzione d'un sale ferrico, poi dell'ammoniaca caustica. Se il liquore contiene acido tartrico, l'ossido ferrico non viene precipitato dall'alcali. Si può anche scuoprire questa falsificazione, evaporando la dissoluzione fino a secchezza, e riscaldandone il sale. Il succinato si volatilizza, lasciando un debolissimo residuo carbonoso. L'acido tartrico al contrario rigonfiasi, e lascia un carbone poroso, spandendo l'odore caratteristico che accompagna la combustione di quest'acido.

Cianito ammonico. Sembra che questo sale non esista; poichè quando si unisce l'ammoniaca all'acido cianoso, ne risulta costantemente dell'*ureo* dietro gli sperimenti di Woehler. L'ureo contiene bensì gli elementi che dovrebbono costituir questo sale, e nelle stesse proporzioni: ma non sono combinati per guisa che si possa separarne l'acido cianoso e l'ammoniaca.

Formiato ammonico. Ottiensi saturando l'acido formico col carbonato ammonico. La dissoluzione può evaporarsi fino a secchezza, ma durante l'evaporazione si volatilizza un po' di sale. Sublimasi senza provare alterazione.

Selenito ammonico. 1.° *Selenito neutro.* Lo si ottiene sciogliendo l'acido selenioso in un leggero eccesso di ammoniaca concentrata, ed esponendo la dissoluzione in un vase aperto, in luogo caldo. A poco a poco il sale cristallizza, e i cristalli attraggono l'umidità dell'aria.

2.° *Biselenito ammonico.* Producesi quando la soluzione del sal precedente viene abbandonata a sè stessa; allora si evapora dell'ammoniaca nel tempo stesso che dell'acqua, e deponesi una massa salina cristallina, raggiata, inalterabile all'aria.

3.° *Quadriselenito ammonico.* Formasi quàndo si evapora il sal precedente mediante il calore, o che lo si mesce con acido selenioso. E' impossibile farlo cristallizzare, ed evaporandolo fino a secchezza, si ottiene una massa salina che non tarda a cadere in deliquescenza.

Se si riscalda il selenito ammonico in un vase distillatorio, si svolge dell'acqua e dell'ammoniaca ; indi il sale comincia a decomporsi in guisa che l'idrogeno dell'ammoniaca disossigena l'acido selenioso, dopo di che si svolge del gas nitrogeno e dell'acqua in copia. Sublimasi una piccola porzione di quadriselenito, che passa col liquore nel recipiente ove si depone sotto forma solida al collo della storta, al cui fondo si trova del selenio fuso. La decomposizione di questo sale si effettua con una forte effervescenza, ma senza detonazione ; almeno, come io feci, su piccole quantità.

Arseniato ammonico. Si ottiene il sal neutro, versando dell'ammoniaca in una dissoluzione concentrata d'acido arsenico, finchè si vegga comparire un precipitato. Se allor si abbandoni il liquore col precipitato all'evaporazione spontanea, depone, dopo alcuni giorni, bei cristalli voluminosi, la cui forma è il prisma obliquo a base romboidale. La soluzione di questo sale, come quella del sale sodico reagisce alla maniera degli alcali. Se espongonsi i cristalli all'aria, fioriscono, perdono la metà della lor base, e convertonsi in un sale acido. Questi cristalli contengono 15, 53 per cento di acqua il cui ossigeno sta a quello dell'acido come 3 : 5 ; coll'efflorescenza non perdono che ammoniaca e nulla d'acqua. Per avere del *biarseniato ammonico,* basta soprassaturare di acido la combinazione neutra. Con una lenta evaporazione spontanea, cristallizza in grossi cristalli regolari la cui forma primitiva è l'ottaedro a base quadrata, i quali non si alterano all'aria. Contengono 16, 93 per cento d'acqua, il cui ossigeno sta a quello dell'acido come 3 : 1. L'arseniato ammonico viene decomposto colla distillazione secca e fornisce dell'ammoniaca, dell'acqua, del gas nitrogeno e dell'arse-

nico ripristinato. Il sursale fornisce oltre ciò dell' acido arsenioso, ma non isvolge ammoniaca. Il *sottarseniato ammonico*, del pari che il *sottofosfato*, è poco solubile nell' acqua.

Arseniato ammonico-sodico. Si prepara come il fosfato corrispondente, e ne ha tutte le fisiche proprietà. Colla evaporazione si decompone e trasformasi in biarseniato sodico. È composto di 35,04 parti di arseniato sodico, 29, 51 di arseniato ammonico e 35, 45 di acqua, il cui ossigeno è decuplo di quello della soda.

Arsenito ammonico. Lo si prepara disciogliendo l' acido arsenioso nell' ammoniaca caustica. Non si può ottenerlo sotto forma solida evaporando la sua dissoluzione; poichè l' ammoniaca si volatilizza e l' acido arsenioso cristallizza in ottaedri, senza ritenere alcun vestigio d' ammoniaca.

Cromato ammonico. Colla evaporazione spontanea della sua dissoluzione questo sale deponesi sotto forma d' una efflorescenza gialla, si decompone esponendolo all' azion del calore, e lascia un sedimento d' ossido cromico bruno. Si ignora se esista un surcromato ammonico,

Molibdato ammonico. 1.° *Molibdato neutro*. Per prepararlo si versa dell' ammoniaca concentrata in una dissoluzione di molibdato ammonico saturata al punto di ebollizione; quando il liquore spande un forte odor d' ammoniaca, lo si lascia freddare. Il sale cristallizza in prismi rettangolari a quattro piani; ha un sapore salino piccante ed un gusto spiacente metallico.

2.° *Bimolibdato ammonico*. Lo si ottiene svaporando la dissoluzione del sale neutro finchè cominci a cristallizzare. Svolgesi dell' ammoniaca, ed il sale si depone sotto forma di una crosta salina pesantissima. Se si abbandona la dissoluzione allo svaporamento spontaneo, il sale cristallizza lentamente in romboedri irregolari, d' un verde-azzurrastro pallido; le facce di questi cristalli sono striate, ed è facile fenderle nel senso delle faccette (*clivages*) parallele a queste strie. La polvere dei cristalli è bianca; senza colore la loro dissoluzio-

ne. Questo sale è poco solubile; se aggiungesi un acido alla sua dissoluzione, precipitasi una polvere bianca che sembra un sursale contenente un maggiore eccesso di acido del bimolibdato. Sottomesso alla distillazione, il bimolibdato ammonico fornisce dell'acqua, dell'ammoniaca e del gas nitrogeno e lascia dell' ossido molibdico bruno. Quando lo si calcina in vasi aperti depone dell' acido molibdico.

Tunstato ammonico. Il tunstato neutro è sconosciuto. Il bitunstato cristallizza coll' evaporazione, si in pagliette, come l'acido borico, che in aghi. Ha un sapore metallico, non si altera all' aria, e lascia dell'acido tunstico allorchè si calcina.

Antimoniato ammonico. Lo si prepara facendo digerire l' acido antimonico acquoso coll' ammoniaca caustica. Evaporando la dissoluzione di questo sale, esso si decompone e lascia una polvere bianca che arrossa il tornasole, ed è un surantimoniato ammonico. Stillando l' antimoniato ammonico, fornisce dell' acqua e dell' ammoniaca, e lascia dell' acido antimonico.

Antimonito ammonico. Viene facilmente decomposto dall' influenza dall' aria: la base si volatilizza e si ottiene una polvere bianca, che è un surantimonito ammonico.

Ipantimonito ammonico. Questo sale presentasi sotto forma d'una polvere bianca o grigiastra, granellosa, che formasi quando si precipita il cloruro antimonico coll' acqua, e si versa dell' ammoniaca sul precipitato. Disciogliesi, fino a un certo punto, nell'acqua.

Tellurato ammonico. È pochissimo solubile nell' acqua; gli acidi ne precipitano a un sursale.

Tantalato ammonico. Lo si ottiene versando dell'ammoniaca caustica sull'acido tantalico acquoso. La combinazione è insolubile, non esercita alcuna reazione sulla carta di tornasole, e fornisce, allorchè si calcina, acqua e ammoniaca. Restando il sale lungo tempo all' aria, l'ammoniaca si volatilizza. L'acido tantalico sciogliesi in piccola quantità nel carbonato ammonico.

Aurato ammonico. Veggasi nel precedente volume l' articolo *Oro fulminante.*

Nitrato e cobaltato ammonico. Questo sale doppio si forma aggiungendo un eccesso d' ammoniaca ad una dissoluzione concentrata di nitrato cobaltico contenuta in un fiasco, e rimescendo il miscuglio, lasciando che l'aria si rinnovi sovente, finchè tutto l' ossido sia ridisciolto. Il precipitato azzurro diviene verde per l'agitazione del liquore, e in fine si scioglie, mentre il liquore diviene affatto bruno. Lo si raffredda allora fino allo zero od anche al di sotto; il sale cristallizza in prismi quadrilateri, a base quadrata e di color bruno. All'aria libera si decompone, diviene fosco e rosso, e svolge dell' ammoniaca. L' acqua lo decompone in parte; svolgesi del gas nitrogeno, e del surossido di cobalto è reso libero. L'ammoniaca allungata, al contrario, facilmente lo scioglie, senza che sia decomposto.

D. *Solfosali di ammonio.*

I solfidi combinansi sì col solfuro ammonico, che coll'ammoniaca. Formano quindi, come i corpi alogeni, due classi di sali, una dei quali si deve distinguere col nome di *solfosali d' ammonio*, l' altra con quello di *solfosali ammoniacali.* Questi ultimi son poco conosciuti. Non si possono ottenere che escludendo completamente l'acqua o l'idrogeno, per esempio mettendo de' solfuri, ben secchi ed in polvere finissima, a contatto col gas ammoniaco, che ne viene assorbito in quantità più o meno grande. Una combinazione della stessa natura si forma quando il solfido carbonico assorbe del gas ammoniaco. Sino ad ora la differenza che esiste fra questi due stati di combinazione non attrasse gran fatto l'attenzione de' chimici; io non separerò quindi questa due classi di sali, e descriverò i solfosali ammoniacali, che sono conosciuti, immediatamente dopo i solfosali ammonici corrispondenti.

Solfoidrato ammonico (idrosolfato d'ammoniaca). Questa combi-

nazione può venir preparata per via secca e per via umida. Se mesconsi volumi uguali di gas solfido idrico e di gas ammoniaco, si condensano completamente, e, secondo Thenard, il solfoidrato deponesi sulle pareti del vase, sotto forma di tenui fogli trasparenti, senza colore, che, quando si ottura il fiasco e lo si mette da parte, cangiano spesso di luogo e si sublimano da un luogo all'altro, secondo che il vetro viene colpito da correnti d'aria più o meno calde. Esposto all'aria, questo corpo ne attrae istantaneamente l' umidore e diventa giallo, trasformandosi in bisolfuro d' ammonio. Per via umida si prepara questo sale agli usi della chimica, col metodo indicato per la preparazione del solfoidrato potassico. È un prezioso reagente, adoperato spesso nelle analisi; ma occorre per queste che sia ben saturato di solfido idrico, e non sia stato conservato in fiaschi male otturati o riempiti a metà; poichè in quest'ultimo caso, passa a poco a poco allo stato d' iposolfito ammonico. Dacchè comincia a deporre del solfo, non si può più adoperarlo come reagente. È d' ordinario colorito in giallo, poichè contiene in miscuglio una certa quantità di bisolfuro di ammonio, la cui esistenza è quasi inevitabile, ma non esercita alcuna influenza nociva. Lo si usa pure in medicina.

Solfocarbonato ammonico. Per prepararlo, Zeise indica il metodo seguente, come preferibile ad ogni altro. Si saturano di gas ammoniaco dieci misure d'alcoole quasi anidro, e vi si aggiunge una misura di solfido carbonico; il fiasco, in cui si opera il miscuglio, dev'esserne riempito, poi ermeticamente otturato. Quando il miscuglio prese un color bruno-giallastro, si colloca il fiasco in acqua contenente ghiaccio, e si lascia per un'ora; il sale si separa allo stato di cristalli penniformi, o sotto forma d'una polvere cristallina gialla, che si rammucchia in parte alla superficie del liquore. Questa si feltra attraverso d'un lino, lavasi il sale varie volte con alcoole concentrato, poi con etere, e lo si comprime fortemente fra doppj di carta, dopo di che si conserva in un fiasco bene otturato, che dev' esserne riempito. Se questo sale viene messo in contatto coll'aria, ne attrae l'umidità, e

il suo color giallo passa al rosso all' influenza dell' acqua; per la quale sua proprietà, per distinguerlo dal sale seguente, Zeise diedegli il nome di *sale divenente rosso*. È tanto volatile che all' aria libera si svapora totalmente. Una dissoluzione d' una parte di questo sale in otto parti di acqua è rossa, e quando si diluisce maggiormente, diviene dapprincipio bruna, poi gialla. La dissoluzione conservasi senza alterarsi in vasi che ne sieno ripieni e bene otturati; in vasi aperti lascia deporre una polvere grigia. Allo stato secco, questo sale può venir sublimato senza provar cangiamento, anche dopo essere stato mesciuto con carbonato potassico anidro. Ottiensi del solfocarbonato ammonico in miscuglio con carbonato ammonico, quando si mesce dell' ammoniaca liquida con solfido carbonico, ed esponesi il tutto per qualche tempo in un fiasco che ne sia ben pieno ad una temperatura di 30°; ma la combinazione si opera con molta lentezza.

Solfocarbonato ammoniacale. L'ammoniaca si unisce al solfido carbonico allorchè questo si mette in contatto col gas ammoniaco secco. La combinazione si opera lentissimamente; ne risulta una massa solida, di color giallo-paglia, che non offre traccia di cristallizzazione, e che si può sublimare nel vase in cui fu preparata, senza che si alteri. Messa a contatto coll' acqua o coll' aria umida, diviene istantaneamente d'un giallo-arancio, e dopo qualche tempo d'un giallo-citrino. Il colore arancio appartiene al sale precedente, che, in questo caso, viene prodotto dall'ossidazione del carbone a spese dell'acqua.

Solfocianidrato ammonico. Secondo Zeise lo si ottiene saturando di gas ammoniaco 100 misure d' alcoole alla temperatura di 10°, aggiungendo al licore 40 a 50 misure d' alcoole, e mescendo il tutto con 16 misure di solfido carbonico; deponesi allora il solfocarbonato ammonico. Dopo mezz'ora si feltra il liquore attraverso un lino, e lo si raccoglie in un fiasco che deve esserne riempito. Si ottura bene, e si lascia dieci ore alla temperatura di 15°, poi lo si raffredda a 8°, e si circonda da ultimo di ghiaccio. Passate ventiquattr' ore, la cristallizzazione è quasi terminata; però deponesi anche un po' di sale nelle venti-

quattr'ore seguenti. Il solfocianidrato cristallizza in lunghi cristalli brillanti d'un giallo-citrino. L' intensità della tinta varia senza differenza apparente nella composizione. Si lavano i cristalli prima con piccole porzioni d'alcoole alla temperatura del gelo, poi con etere, finalmente si diseccano nel vuoto. Questo sale può essere conservato allo stato secco, ma, per poco di umidità che contenga, facilmente si decompone. Nulla contiene d' acqua combinata; agevolmente disciogliesi nell'acqua, men bene nell' alcoole, massime a freddo, con difficoltà nell'etere e per nulla nell' olio di petrolio. La sua dissoluzione acquosa concentrata è gialla: quella ch'è allungata, senza colore. Non ha azione sulla carta reagente, e non lo si può riscaldare fino a 50° senza che sia decomposto nella maniera da me indicata quando trattai dei solfocianidrati in generale. La dissoluzione può venir conservata in fiaschi pieni e bene otturati. Questo sale non è volatile, e, sottomesso alla distillazione, si decompone fornendo un corpo giallo oleaginoso, del solfocarbonato e del cianuro ammonici. Rimane nella storta una massa che non viene alterata, quando riscaldasi fino al rosso nascente, ed è gialla dopo il raffreddamento. Questa sostanza è una combinazione molto considerevole di carbonio, solfo e nitrogeno; è insolubile nell'acqua, nell'alcoole e nel solfido carbonico. Riscaldata all'aria libera, arde difficilmente, svolgendo del gas acido solforoso. L'acido idroclorico non esercita alcun'azione sovr' essa; e l'acido nitrico concentrato l' intacca soltanto lentamente. Si stempera nell'acido solforico concentrato, e sembra disciorvisi alla temperatura ordinaria. Una dissoluzione allungata di potassa caustica, anche bollente, non la intacca, ma quando la si fa fondere ad un dolce calore, con idrato potassico cristallizzato, si ottiene una massa la cui dissoluzione acquosa contiene del solfocianuro potassico. Riscaldata fino al rovente bianco in vasi distillatorj, una parte di queste sostanze sublimasi, mentre un'altra si decompone.

Solfarseniato ammonico. 1.° *Solfarseniato neutro.* Abbandonato all'evaporazione spontanea, diseccasi in una massa tenace e viscosa,

d'un giallo un poco rossastro; questa massa non s' indurisce e non può venire completamente diseccata senza decomposizione. Riscaldandola in un vase distillatorio, entra dapprima in fusione e fornisce un po' d'acqua; indi stilla un liquido giallo, che contiene del bisolfuro di ammonio, e rimane del solfido arsenioso il quale si sublima da ultimo senza residuo.

2.° *Solfarseniato sesquiammonico.* Il miglior mezzo per prepararlo è mescere il sale neutro col solfoidrato ammonico, riscaldar dolcemente il miscuglio, aggiungervi dell'alcoole caldo con cui lo si agita. Raffreddando il liquore, il sale cristallizza in prismi senza colore, che lavansi coll'alcoole e comprimonsi fra carta. Questi cristalli si conservano bene all' aria, ma la lor superficie diviene d'ordinario giallastra. Sottomessi alla distillazione, restano decomposti come il sal neutro. Se si fa bollire in un vase distillatorio la soluzione di questo sale o del sal neutro, stilla del solfuro d'ammonio e il liquore diviene d'un arancio carico. Raffreddandosi depone una polvere gialla, che per la sua composizione corrisponde al sale potassico soprassaturato di solfido arsenico.

3.° *Bisolfarseniato ammonico.* Rimane disciolto nell' alcoole allorchè si precipita il sale neutro con questo liquido. Se si fa sublimare un miscuglio di sale ammoniaco e di solfarseniato potassico neutro fuso, si ottiene dell'acqua e dell'ammoniaca, più un sublimato giallo, ch' è un miscuglio di sale ammoniaco e di solfosale ammonico soprassaturato di solfido, insolubile.

Il solfido arsenico viene disciolto dall'ammoniaca concentrata; ma quando questa è diluita, il solfido viene decomposto, e rimane del solfo. L'ammoniaca concentrata lascia pure una piccola quantità di solfo non disciolto. In generale, il solfido arsenico lascia sempre una piccola quantità di solfo, anche quando lo si discioglie nei solfoidrati. Aggiungiam tuttavolta che in quest'ultimo caso il solfo può provenire dai solfoidrati; poichè l'aria fa provare a questi sali una decomposizione parziale, ch' è impossibile d' impedire.

Se s'introduce del solfido arsenico nel gas ammoniaco, questo ne viene assorbito, e la massa trasformasi in un sale che è un *solfarseniato ammoniacale.* È leggermente giallastro e si discioglie nell'acqua; dopo qualche tempo la dissoluzione fornisce un precipitato giallo, abbondantissimo. All'aria questo sale si decompone; l'ammoniaca si volatilizza, e dopo alcune ore non resta che del solfido arsenico.

Solfarseniato sodico-ammonico sesquibasico. Si ottiene questo sottosale mescendo le dissoluzioni de' due solfarseniati, aggiungendo al liquore dell'alcoole caldo ed agitando il tutto. Col raffreddamento, cristallizza in piccole tavole quadrilatere sulle pareti del vetro. È ancora più facile prepararlo sciogliendo il solfarseniato sesquisodico in piccola quantità d'acqua fredda, ed aggiungendo alla dissoluzione del sale ammoniaco in giusta proporzione. Abbandonato alla evaporazione spontanea, il liquore depone de' cristalli limpidi senza colore o leggermente giallastri i quali affettano la forma di prismi esagoni, che hanno due facce più larghe delle altre, e sono tagliati normalmente alla sommità, donde risultano delle tavole quadrilatere allorchè le due facce più larghe eccedono in larghezza di molto le altre. Questi cristalli conservansi all'aria senz'alterarsi. Sottomessi alla distillazione, forniscono del solfuro d'ammonio ed un poco di acqua, e lasciano del solfarseniato sodico. Sono molto più solubili nell'acqua, che il solo sale sodico. Mescendo semplicemente le dissoluzioni de' due solfosali neutri, esse diseccansi in una massa gialla, la quale non offre alcuna proprietà che annunzi l'esistenza di un sale doppio.

Solfarsenito ammonico. Ha origine quando si discioglie il solfido arsenioso, sì nel solfoidrato ammonico, che nell'ammoniaca. Durante l'evaporazione spontanea questo sale si decompone e lascia una polvere bruna, che consiste in un miscuglio del solfido arsenico ad un grado inferiore di solforazione. Se si abbandona all'evaporazione spontanea la dissoluzione ammoniacale del solfido arsenioso, la massa che rimane è d'un giallo-arancio. Il solfido arsenioso viene disciolto dal carbonato ammonico bollente. Aggiungendo alcoole alla dissoluzione

acquosa del sale neutro, si ottiene un precipitato bianco, cristallino, che divien bruno in pochi istanti. Ma se, prima di aggiungervi l'alcoole, si versò un eccesso di solfoidrato ammonico nella dissoluzione, ottiensi un liquor latteo, che a poco a poco diviene limpido, mentre depongonsi de'leggeri cristalli bianchi, penniformi, che altro non sono che il sottosale. Ricevuti sopra un feltro e lavati coll'alcoole, sono bianchi, ma ingialliscono all' aria esalando del solfuro d' am monio, e lasciando da ultimo del solfido arsenioso, il quale tuttavia ritiene del solfuro ammonico e svolge dell' ammoniaca allorchè lo si mesce colla potassa.

Il solfido arsenioso che s' introduce nel gas ammoniaco, dopo averlo sottoposto alla levigazione e seccato, assorbe un po' di gas, senza cangiare d' aspetto. L' acqua allora gli toglie una piccola quantità d' arsenito e di solfarsenito ammonici; all' aria libera l' ammoniaca ch' esso contiene sfugge prontamente.

Iposolfarsenito ammonico. Formasi quando si conserva una dissoluzione concentratissima di solfarsenito neutro per lungo tempo in un fiasco otturato; depongonsi allora sulla interna parete del vase piccoli grani d' iposolfarsenito, che si riuniscono in una crosta d' un bruno carico, e non hanno alcun' apparenza cristallina. Riscaldato in un apparato distillatorio, questo sale fornisce dell' ammoniaca e lascia del solfido iparsenioso. Assorbe del gas ammoniaco, acquistando un colore più chiaro, ma all' aria abbandona questo gas.

Solfomolibdato ammonico. Il miglior metodo di preparazione è quello di decomporre l' ossisale neutro col gas solfido idrico. Si può anche ottener questo sale disciogliendo l' acido molibdico nel solfoidrato ammonico; ma allora rendesi libera una certa quantità d' ammoniaca che conviene scacciare coll' evaporazione. Versando del solfoidrato ammonico sopra il solfido molibdico recentemente precipitato, formasi pure del solfomolibdato ammonico, ma non saturato di solfido. Il miglior metodo per ottenerlo sotto forma solida è mescere l' alcoole ad una dissoluzione un po' concentrata di solfomolibdato ammonico; il sale si precipita allora sotto forma d' una polvere di colore

rosso-cinabro. Se il miscuglio si opera a caldo, il sale cristallizza col raffreddamento in iscaglie rosse di cinabro. All'aria diviene d'un bruno carico, quando l' alcoole ne è sgocciolato. Se si abbandona la dissoluzione acquosa all' evaporazione spontanea, depongonsi sugli orli del liquido de' cristalli che riflettono una luce verde, ma la maggior parte della dissoluzione si disecca nel centro in una massa d' un grigio-nerastro, brillante, non cristallina, che si discioglie bene nell'acqua, ed è formata principalmente d' un sale soprassaturato di solfido molibdico. Il sale neutro e il sale soprassaturato sono pochissimo solubili nell' alcoole.

Ipersolfomolibdato ammonico. Lo si ottiene versando del solfoidrato ammonico sull' ipersolfido molibdico ancor umido; questo si riduce in una polvere gialla, che, diseccandosi, diviene d'un rosso carico, probabilmente per la perdita d' una porzione di solfobase. Questa combinazione formasi anche più facilmente quando il solfoidrato ammonico venne antecedentemente meschiato con un po' d' ammoniaca caustica; è insolubile nel liquore alcalino, colorisce in giallo l'acqua di lavacro e discioglies nell' acqua bollente.

Solfotunstato ammonico. La miglior maniera di ottenerlo è decomporre col solfido idrico una dissoluzione concentrata dell' ossisale corrispondente; il solfosale formatosi si depone a poco a poco in cristalli di un rosso chiaro, che pel loro aspetto somigliano al sale potassico. Questo sale crepita fortemente allorchè si riscalda, fornisce un po' d'acqua e di solfuro d' ammonio, e lascia del solfuro tunstico grigio e brillante, che conserva la forma de' pezzi cristallini decrepitati. Disciogliesi molto meglio nell'acqua pura, che nell'acqua contenente un altro sale. La dissoluzione è poco decomposta dall' evaporazione spontanea, e non produce alcun sale doppio col nitrato ammonico.

Il liquore in cui il solfotunstato ammonico cristallizzò, durante l'azione del solfido idrico, fornisce coll' evaporazione spontanea un sale giallo, cristallizzato in tavole quadrate, che perfettamente somiglia al-

la modificazione corrispondente del sale potassico. Del pari che il sale precedente, lascia del solfuro tunstico quando si sottomette alla distillazione secca, e fornisce dell'acqua con un po' di solfuro ammonico.

Solfotellurato triammonico. Questo sale viene prodotto quando si decompone l'ossisale corrispondente col gas solfido idrico. La dissoluzione deve evaporarsi nel vuoto sulla potassa caustica. Il sale ammonico cristallizza, come il sale potassico, in prismi d'un giallo chiaro. Una piccola porzione della base si volatilizza; ma dacchè n'è riempiuto lo spazio, la dissoluzione non lascia volatilizzare che acqua.

V. *Sali di bario.*

Questi sali distinguonsi pel loro sapore disaggradevole, salato insieme ed amaro. La loro proprietà caratteristica è produrre, coll' acido solforico e co' solfati, un precipitato bianco, interamente insolubile negli acidi nitrico ed idroclorico. Vari sali di bario sono venefici.

A. *Sali aloidi di bario.*

Cloruro baritico (muriato di barite). Lo si prepara col solfato baritico che si riduce mediante il carbone allo stato di solfuro di bario, o che si calcina col carbonato potassico. Sciogliesi nell' acido idroclorico il solfuro di bario, che ottiensi col primo metodo, od il carbonato baritico che si ottien col secondo; la dissoluzione si feltra, poi si evapora fino a secchezza, e la massa che rimane calcinasi fortemente in un vase aperto; con tale metodo i sali stranieri, che principalmente consistono in sali di ferro, vengono distrutti. Si ridiscioglie il sale e lo si fa cristallizzare. Dietro Buchholz, si ottiene pure un cloruro baritico facendo fondere il solfato baritico naturale, ridotto in polvere fina colla levigazione, con metà del suo peso di cloruro calci-

co anticipatamente calcinato; la massa fusa indi si polverizza e si tratta coll'acqua bollente; feltrando il liquore con rapidità, il solfato calcico rimane indisciolto ed il cloruro baritico passa attraverso il feltro; ma se si lasciano i due sali tanto in contatto quanto basta a far che il gesso attragga acqua di cristallizzazione, si decompongono. Il cloruro baritico cristallizza in foglie od in tavole; il suo sapor è acre e disaggradevole; non si altera all'aria, e quando calcinasi perde la sua acqua di cristallizzazione senza provare altro cangiamento. Il sale cristallizzato contiene 14,75 per 100 d'acqua di cristallizzazione. Cento parti d' acqua a zero ne sciolgono 32,62 di cloruro baritico anidro, e, per ogni grado al di sopra, 0, 2711 parti. Quanto al sale cristallizzato, 100 parti d'acqua ne disciolgono 43,5 a 15° , e 78 parti a 105° , 5, punto di ebollizione della dissoluzione saturata. Il cloruro baritico disciogliesi meno bene nell'acqua mesciuta con acido idroclorico ed è insolubile nell'acido idroclorico concentrato, col quale si può precipitarlo in grande quantità dalla sua dissoluzione acquosa. E' solubile nello spirito di vino, e l' alcoole anidro non ne discioglie che $\frac{1}{400}$ del suo peso. Se s' introduce la barite caustica nel gas acido idroclorico, la terra diviene incandescente, e sembra ardere, finchè il cloro dell' acido combinasi col bario e il suo idrogeno coll' ossigeno della terra, per produrre dell'acqua che si condensa sulla parete interna del vase in cui si fa l'esperienza.

Bromuro baritico. Forma de' piccoli ammassi cristallini, d'un bianco di latte, che hanno la forma di cavoli fiori; non rassomigliano nulla ai cristalli del cloruro. Il bromuro baritico è solubilissimo nell' acqua, e, secondo Hunefeld, disciogliesi pure nell' alcoole concentrato, col quale si può separarlo dal cloruro.

Ioduro baritico. Questo sale è solubilissimo nell'acqua, e cristallizza in piccoli aghi, che umettansi leggermente all'aria. Esponendolo all' aria libera, una porzione dell' iodo si volatilizza, formasi del carbonato baritico e del surioduro di bario bruno, il quale colorisce in bruno l' acqua in cui lo si scioglie. Questo mutamento si opera

più prontamente allorchè sottomettesi questo sale ad una leggera calcinazione al contatto dell' aria; in vasi chiusi non prova alcun'alterazione. Introdotta nel gas acido idriodico, la barite riscaldasi fino al rovente con formazione di acqua e di ioduro baritico.

Fluoruro baritico. Il miglior metodo per prepararlo è far digerire il carbonato baritico, recentemente precipitato, ben lavato e ancor umido, con un eccesso di acido idrofluorico; l'acido carbonico si svolge e rimane del fluoruro baritico sotto forma d'una polvere bianca. L' acido ritiene in dissoluzione una piccola quantità del sale, che si depone durante l' evaporazione, ed offre leggeri vestigi di cristallizzazione. Disciogliesi fino un certo punto nell' acqua, e quando lo si lava, la quantità di sale raccolta sul feltro diminuisce sempre più. Se si evaporano le acque di lavacro, il fluoruro baritico deponesi sotto forma d' una crosta a grani fini, al fondo del vase ed alla superficie del liquido. Il fluoruro baritico non viene decomposto dal calore rovente, non si combina nè colla base nè coll' acido in eccesso. Se il fluoruro baritico secco riscaldasi quando vi si versa sopra dell' acido idrofluorico, ciò deriva dalla esistenza d' una certa quantità d'acido silicico, che viene allor decomposto dall' acido idrofluorico. Il fluoruro baritico si discioglie nell' acido nitrico e nell' acido idroclorico.

Cloruro baritico e fluoruro baritico. Essi formano insieme un doppio sale, poco solubile, che ha origine quando si mesce il fluoruro sodico o potassico col cloruro baritico, o quando disciogliesi il fluoruro baritico nell' acido idroclorico, e si precipita la dissoluzione coll' ammoniaca caustica. Questo sale doppio è molto più solubile del fluoruro baritico; evaporando la dissoluzione, deponesi in cristalli granellosi. L' acqua lo decompone fino ad un certo punto, poichè, quando lavasi lungo tempo sul feltro, la dissoluzione si carica di un sale in cui il cloruro baritico predomina, mentre quello che rimane sul feltro contiene una maggior proporzione di fluoruro. Nel sale doppio il bario viene ugualmente spartito fra il fluoro ed il cloro.

Fluoruro borico-baritico. Per prepararlo si aggiunge all' acido

idrofluoborico diluito del carbonato baritico, finchè questo più non si sciolga. Messane una maggior quantità, il sale formato si decompone in fluoruro baritico ed in acido borico. Evaporando il liquore, cristallizza dapprima un poco di acido borico, che d'ordinario ritrovasi come impurezza nell'acido idrofluoborico; e quando la dissoluzione giunse fino a consistenza di sciloppo, il sale cristallizza. Col raffreddamento forma de' lunghi aghi; ma quando si continua l'evaporazione, esponendo il liquore in un luogo caldo, cristallizza in prismi piatti, rettangolari, a quattro piani, nei quali le facce più larghe affettano sovente la forma stessa di gradini come i cristalli di sal marino. Le reazioni di questo sale son acide; ma il suo sapore, anzi che essere acido, è lo stesso che quello degli altri sali baritici. A 40° fiorisce alla superficie e diviene opaco; all'aria umida è deliquescente. Si scioglie nell'acqua senza intorbidarla. L'alcoole lo decompone; discioglie un sale acido, e lascia una combinazione bianca, polverosa, la cui composizione non è ancor conosciuta. Riscaldandolo fino al rovente, si decompone, fornisce del fluorido borico, dapprima sotto forma liquida, poi allo stato di gas, e lascia del fluoruro baritico. Il sale cristallizzato contiene 10,34 per 100 di acqua, il cui ossigeno è doppio di quello che sarebbe necessario per trasformare il bario in barite.

Fluoruro silicico-baritico. Il miglior metodo per ottenerlo è mescere una dissoluzione di cloruro baritico coll'acido idrofluosilicico. Il liquore non s'intorbida sul momento, ma dopo qualche tempo il fluoruro silicico-baritico precipitasi sotto forma di piccoli cristalli microscopici. Questo sale è sì poco solubile, che quasi tutto il bario ritrovasi precipitato, e non ne rimane che pochissimo in dissoluzione nell'acido idroclorico libero, il quale non accresce sensibilmente la solubilità del sale. Se mesconsi le due dissoluzioni mentre bollono, e si lasci lentamente raffreddar il liquore, i cristalli che ottengonsi sono un po' più grandi, sempre però microscopici. Formano essi prismi terminati da sommità allungatissime. L'acqua bollente discioglie una piccolissima quantità di questo sale, che cristallizza in aghetti dilicati, quan-

do abbandonasi la dissoluzione alla evaporazione spontanea. Non contiene acqua di cristallizzazione, e si decompone facilmente quando riscaldasi fino al rovente, producendo del gas fluorido silicico, o del fluoruro baritico.

Cianuro baritico. Lo si prepara calcinando il cianuro ferroso-baritico in una storta; il cianuro ferroso viene decomposto, mentre il cianuro baritico conservasi senz' alterazione. Lo si ottiene però saturando l' acido idrocianico colla barite. Questo sale è poco solubile nell' acqua; reagisce alla maniera degli alcali, e la dissoluzione ricuopresi d' una pellicola di carbonato baritico, risultante dalla decomposizione che prova per l' acido carbonico dell' aria.

Solfocianuro baritico. Formasi allorchè si riscalda il cianuro ferroso-baritico col solfo. Questo sale è solubilissimo nell' acqua, cristallizza in aghi brillanti ed umettasi un poco all' aria.

B. *Ossisali di bario.*

Solfato baritico. La natura ce l' offre allo stato cristallizzato; i mineralogisti lo distinguono sotto il nome di *spato pesante.* Ottenuto coi mezzi chimici, si presenta d' ordinario sotto forma d' una polvere bianca. Il peso specifico del solfato naturale è di 4 a 4,47. Questo sale è insolubile nell' acqua, anche quando essa contiene un acido; ma disciogliesi nell' acido solforico concentrato e bollente. Cristallizza in aghetti quando si lascia freddare questa dissoluzione, ed aggiungendo dell' acqua ad essa, si precipita totalmente. Esposto ad un violento calore rovente bianco, il solfato baritico si fonde in uno smalto bianco, ed allorchè si calcina col carbone, viene ripristinato allo stato di solfuro di bario. I carbonati alcalini non lo decompongono che incompletamente, sì per via umida, che per via secca. Nelle analisi chimiche si usano spesso i sali baritici per calcolare la quantità d' acido solforico contenuta in un liquore. In tal caso, avviene assai spesso che il solfato baritico precipitato non si deponga, e passi attraverso il feltro

quando si vuole feltrare il liquore. Ciò avviene principalmente quando lo si precipita da una dissoluzione neutra ad un certo grado di concentrazione; ma non mai quando il liquore è allungatissimo od acido, od è concentratissimo. La esistenza di un sale sodico molto contribuisce a produrre questo inconveniente. Essendo il solfato baritico in tale stato, è impossibile rimediarvi, nè aggiungendovi un acido, nè evaporando la dissoluzione fino a secchezza, e disciogliendo la massa nell'acqua. L'acido fa bensì coagulare il miscuglio, ma, quando vuolsi lavare il precipitato, passa attraverso il feltro.

Solfato doppio baritico e sodico. Secondo Berthier lo si ottiene meschiando i due sali nella proporzione in cui tutti e due contengano la stessa quantità d'acido, e facendo fondere il miscuglio al calore rovente bianco. I sali allor si combinano, e fondonsi in un liquido trasparente che produce, raffreddandosi, una massa cristallina opaca. Secondo lo stesso chimico, ottiensi una combinazione analoga quando si mesce il solfato baritico col carbonato sodico, od il carbonato baritico col solfato sodico, nella proporzione in cui le basi contengano la stessa quantità di ossigeno, e si esponga il miscuglio all'azione del fuoco, fino a farlo fondere. Dopo il raffreddamento, queste combinazioni son dure come pietre, opache, d'un bianco iridescente, e la loro spezzatura è poco cristallina.

Iposolfato baritico. La maniera di prepararlo già venne indicata nel volume primo, parte seconda, pag. 24. A detta di Heren il sale può contenere due proporzioni di acqua di cristallizzazione. Abbandonando la sua dissoluzione all'evaporazione spontanea, fornisce de'prismi a quattro piani, terminati da sommità a quattro facce, che contengono 19, 48 per 100 di acqua, il cui ossigeno sta a quello della barite come 4: 1. Questi cristalli fioriscono all'aria, perdendo la metà della lor acqua, senza ridursi in polvere, nè cangiare di forma. Se, al contrario, il sale cristallizza pel raffreddamento, forma de' prismi quadrilateri quasi retti, inalterabili all'aria, e che si disciolgono in 1, 1 parte d'acqua bollente ed in 4,04 parti di acqua a 18°. Contengono 10 $\frac{2}{7}$ per 100 d'a-

cqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della terra come 2 : 1. Riscaldando l'iposolfato baritico, fornisce dell'acqua e dell'acido solforoso, e lascia una quantità di solfato baritico uguale a 0,701 del peso del sale adoperato. Preparando questo sale, è spesso d'uopo adoprare gran quantità d'idrato baritico per decomporre il solfato manganoso che formasi coll'ossidazione dell'acido solforoso a spese dell'idrato manganico. Quest'ultimo, che trovasi sempre unito al perossido di manganese naturale, potendo venir decomposto mediante la digestione coll'acido nitrico concentrato, conviene ridurre il perossido di manganese in polvere fina, levigandolo, indi trattandolo coll'acido nitrico concentrato, e diligentemente lavandolo prima di adoperarlo per saturare l'acido solforoso; con tal mezzo si hanno meno spese, e s'impedisce la esistenza dell'acido solforoso nella dissoluzione dell'iposolfato manganoso.

Solfito baritico. Questo sale è insipido, insolubile nell'acqua, solubile in un eccesso di acido solforoso, e cristallizza con una lenta evaporazione.

Iposolfito baritico. È un sale pochissimo solubile nell'acqua, che si ottiene aggiungendo dell'acido solforoso ad una dissoluzione di solfuro di bario, od esponendo quest'ultima all'azione dell'aria nella quale il solfuro a poco a poco si ossida. Il sale cristallizza in aghetti trasparenti.

Nitrato baritico. Cristallizza in ottaedri che non contengono punto d'acqua di cristallizzazione, ma che fortemente crepitano quando riscaldansi, e non cessano di scoppiettare, che quando sono totalmente ridotti in polvere. Questo sale non si altera all'aria; 100 parti d'acqua ne sciolgono 5 parti a zero; 8 parti a 15° ; 17 a 49° , e 29,6 a 56° . La dissoluzione saturata a 101° , 6, ch'è il suo punto di ebollizione, contiene 35,9 parti di nitrato baritico. L'acqua meschiata d'acido nitrico discioglie molto meno di questo sale; per guisa che una dissoluzione neutra, la quale non dà più cristalli, ne fornisce di nuovo allorchè vi si aggiunga dell'acido nitrico. Il nitrato baritico è

tanto insolubile nell' acido nitrico, che questo non discioglie il carbonato baritico quando non è diluito con molta acqua. È insolubile nell' alcoole. Calcinato in una storta di porcellana, fornisce della barite pura; riscaldato fino al rovente in un crogiuolo di platino, lascia della barite contenente molto ossido platinico.

Fosfato baritico. 1.° *Fosfato neutro.* Lo si ottiene mescendo il cloruro baritico con un fosfato neutro. È insolubile nell' acqua, ma si discioglie negli acidi idroclorico e nitrico. L' acido solforico ne separa l' acido fosforico allo stato di purezza.

2.° *Bifosfato baritico.* Se si fa digerire una dissoluzione di acido fosforico con fosfato baritico neutro, quest'ultimo si discioglie, ed evaporando la dissoluzione, si ottiene un sale in cristalli bianchi, che si ritrae dal liquore e si disecca su carta bibula. L'acqua-madre, che d'ordinario ha la consistenza d' uno sciloppo, è acido fosforico, quasi scevro di barite. Questo sale è inalterabile all' aria; il suo sapore è leggermente acido, e somiglia molto a quello degli altri sali baritici; arrossa la carta di tornasole, e si decompone quando lo si mette in contatto coll'acqua, che discioglie l'eccesso di acido con piccola porzione di barite, e lascia del fosfato baritico neutro. Esposto ad un' alta temperatura, entra in fusione, si gonfia e lascia una massa spugnosa che rassomiglia all'allume calcinato; con questa calcinazione, il sale perde 11 per 100 del suo peso d' acqua, il cui ossigeno è doppio di quello della barite contenuta nel sale.

3.° *Surfosfato baritico intermedio* (fosfato a 1 $\frac{1}{3}$ d' acido). Se si aggiunge dell' alcoole alla dissoluzione acida del sale precedente, nell' acido fosforico, prima che lo si metta a cristallizzare, formasi un precipitato bianco, voluminoso, che, lavato coll' alcoole, costituisce un sursale particolare, nel quale l' acido è combinato con una volta e mezza altrettanta base che nel sale precedente. Dopo il lavacro forma una leggera polvere bianca, che gonfiasi al fuoco, meno però del sale precedente, e lascia una polvere grigia spugnosa. Contiene una quantità di acqua che non venne ancora determinata.

4.° *Sottofosfato baritico intermedio* (fosfato a $\frac{4}{5}$ d'acido). Lo si ottiene quando si decompone uno de' sali precedenti coll' ammoniaca. Presentasi sotto forma d'una polvere bianca, che non attrae l' acido carbonico dall' aria. L' ossigeno dell' acido sta a quello della base come 2 : 1.

Fosfato e nitrato baritici. Formano un sale doppio, che ottiensi meschiando le due dissoluzioni di nitrato baritico e di fosfato ammonico. Si precipita sotto forma di una massa gelatinosa, difficilissima a lavarsi, e che devesi spremere. Facendolo bollire, si decompone in nitrato che si discioglie, ed in fosfato che rimane indisciolto.

Fosfito baritico. 1.° *Fosfito neutro.* Lo si ottiene mescendo il cloruro baritico con fosfito alcalino. Il liquore non s' intorbida all' istante, ma dopo qualche giorno depone sulla interna parete del vase una crosta semi-cristallina, che fiorisce all' aria secca. Questo sale contiene 7,94 per 100 di acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è uguale a quello della barite. Colla calcinazione si converte in fosfato neutro.

2.° *Bifosfito baritico.* Lo si ottiene disciogliendo il sale precedente nell'acido fosforoso, ed evaporando la dissoluzione ad un dolce calore. Forma una massa scilopposa, che cristallizza difficilmente. Se si riscalda una dissoluzione del sale cristallizzato, si decompone; una parte del sale si precipita, allo stato neutro, in pagliette iridescenti, e rimane nel liquore un sale più acido ancora.

Ipofosfito baritico. Questo sale si forma facendo bollire il fosforo coll' idrato baritico, o facendo digerire del fosfuro di bario coll' acqua, e feltrando la dissoluzione. Questo sale è tanto solubile nell' acqua, ch' è difficile ottenerlo cristallizzato, e sotto forma secca si liquefà tosto all' aria. I cristalli sono a raggi dilicati, iridescenti e flessibili. Quando riscaldansi, crepitano. Contengono 14,43 per 100 d'acqua. Diseccando nel vuoto una dissoluzione di questo sale, esso ritiene tuttavia 22 per 100 d' acqua, che non si evapora più, senza per altro che il sale rimanga umido. Riscaldando questo sale secco in un

vase distillatorio, non fornisce acqua, ma soltanto gas fosfuro d'idrogeno, e lascia del fosfato baritico.

Clorato baritico. Lo si ottiene saturando l'acido clorico (preparato col clorato potassico e l'acido idrofluosilicico) coll'idrato baritico, ed evaporando la dissoluzione fino al punto di cristallizzazione. Il sale affetta la forma di prismi; disciogliesi in quattro parti d'acqua fredda e in meno d'acqua bollente. Contiene sei per cento di acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è uguale a quello della barite. Chenevix, che il primo preparò questo sale, faceva giungere del gas cloro in un miscuglio d'acqua e d'idrato baritico. Siccome il cloruro e il clorato baritici hanno la stessa solubilità, donde risulta che non si possono separare colla cristallizzazione, egli faceva bollire il miscuglio col fosfato argentico e coll'acido acetico (la esistenza di quest'acido è necessaria, contenendo il fosfato argentico un eccesso di base); con tal mezzo, il cloruro baritico venne decomposto in cloruro argentico ed in fosfato baritico, sali che si precipitano. Accadde a Vauquelin, ripetendo questa esperienza, e facendo bollire il miscuglio in un crogiuolo di platino, una esplosione terribile, e il crogiuolo venne interamente distrutto; fortunatamente nessun rimase ferito. È probabile che la massa precipitata pastosa avesse cominciato a diseccarsi al fondo del crogiuolo, e l'esplosione sia provenuta dall'azione esercitata dall'acetato secco sul cloruro; poichè è impossibile che la massa abbia fatto esplosione quand'era ancor liquida.

Iodato baritico. È una polvere bianca, poco solubile, che si ottiene disciogliendo l'iodo nell'acqua di barite, e la quale diviene, colla diseccazione, farinacea come il carbonato calcico. Il sale contiene acqua di cristallizzazione, non si fonde sui carboni ardenti, ma diviene un poco fosforescente; siccome non fondesi, detona imperfettamente. Colla distillazione, fornisce del gas ossigeno e dell'iodo, lasciando della barite.

Carbonato baritico. 1.° *Carbonato neutro.* Lo s'incontra nel regno minerale: i mineralogisti lo dissero *witherite.* Quale si ottiene

colla precipitazione, mediante un carbonato alcalino, forma una polvere bianca, pochissimo solubile nell' acqua; una parte ne esige per disciorsi 4300 d'acqua fredda, e 2300 d'acqua bollente. È del tutto insolubile in un liquore carico di sale. Ritiene il suo acido carbonico al più forte calore. Il carbonato baritico serve spesso nell'analisi de' minerali alcaliferi; per quest' uopo è mestiero prepararlo con un nitrato baritico assoggettato a varie cristallizzazioni, poi precipitato col carbonato ammonico. Quando per mezzo del cloruro baritico si è precipitato l'acido solforico contenuto in un liquore, e si vuole che i sali rimanenti sieno scevri di barite, conviene evaporare il liquore a secchezza, versare nella massa salina una dissoluzione di carbonato ammonico, che discioglie i sali e produce del carbonato baritico insolubile.

2.° *Bicarbonato baritico.* Lo si ottiene facendo giungere l' acido carbonico in un miscuglio d' acqua e di sal neutro; quest' ultimo diviene solubile, passando allo stato di bicarbonato, che non può essere ottenuto sotto forma solida.

3.° *Sesquicarbonato baritico.* Ha origine quando si precipita un sale baritico col sesquicarbonato potassico o sodico. È molto più solubile del sale neutro, e perde colla calcinazione un terzo del suo acido carbonico.

Il carbonato baritico e il cloruro sodico, il carbonato baritico e il cloruro baritico, siccome il carbonato baritico e il solfato sodico, meschiati nelle proporzioni in cui le basi contengano le stesse quantità d'ossigeno, combinansi facilmente colla fusione, secondo le sperienze di Berthier, e danno dopo la solidificazione delle masse bianche semitrasparenti, che offrono alcune tracce di cristallizzazione, e la cui spezzatura è scagliosa.

Ossalato baritico. Si ottiene il sale *neutro* precipitando un sale baritico con un ossalato neutro. È quasi insolubile nell' acqua. Si prepara il sale *acido*, facendo disciorre il precedente nell' acido ossalico, ed evaporando la dissoluzione fino al punto di cristallizzazione. Facendo bollire i cristalli nell' acqua, essi vengono decomposti, pre-

cipitasi del sale neutro, e formasi una dissoluzione di sursale nell'acido libero.

Borato baritico. È una polvere bianca, pochissimo solubile, che fondesi e si vetrifica al calore rovente. L'acido carbonico precipita dalla dissoluzione un carbonato baritico.

Silicato baritico. Non venne sufficientemente esaminato. Le combinazioni dell'acido silicico colla barite fondonsi difficilmente, e sono opache dopo il raffreddamento. Il composto che ottiensi colla fusione del miscuglio de'due corpi, si decompone coll'acido idroclorico, quando contiene una quantità di barite che eccede il doppio del peso dell'acido silicico.

Acetato baritico. Cristallizza a 15° ed anche sopra in prismi che fioriscono all' aria, ma conservano la loro forma. Contengono 6,6 per 100 d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è uguale a quello della base. Quando si fa cristallizzare questo sale sotto 15°, contiene, secondo Mitscherlich, 17,5 per 100 d' acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della base come 3 : 1. I cristalli rassomigliano a quelli dell' acetato piombico e fioriscono all' aria secca. L' acetato baritico disciogliesi in 1,75 parti d'acqua fredda ed in 1,03 d'acqua bollente. Cento parti d' alcoole freddo ne disciolgono una parte, e cento d' alcoole bollente una parte e mezza.

Tartrato baritico. È poco solubile nell'acqua; un eccesso di acido lo rende un poco più solubile.

Tartrato sodico-baritico. Lo si ottiene precipitando una dissoluzione di tartrato sodico-potassico con cloruro baritico. Il sale doppio precipitato è pochissimo solubile nell' acqua.

Pirotartrato baritico. È poco solubile e si depone, coll' evaporazione del liquore, sotto forma polverosa.

Citrato baritico. È poco solubile. Il sal acido si discioglie nell' acqua ed ha molta tendenza a fiorire.

Malato baritico. È solubile e gommoso, sì allo stato neutro, che con eccesso di acido. Il sottosale è insolubile.

Piromalato baritico. È poco solubile. Se aggiungesi del cloruro baritico al piromalato potassico, il piromalato baritico si precipita dapprima, ma poi ridisciogliesi e cristallizza sulle pareti del vase in pagliette d' un bianco argentino.

Benzoato baritico. Forma de' cristalli aciculari, non si altera all' aria, e lentamente disciogliesi nell' acqua.

Gallato baritico. È solubile nell' acqua, e diviene in poco tempo verde come la più parte de' gallati.

Mucato baritico. È insolubile.

Piromucato baritico. È poco solubile; forma piccoli cristalli inalterabili all' aria, che sono un po' più solubili nell' acqua bollente, che nell' acqua fredda, e non disciolgonsi nell' alcoole.

Succinato baritico. È poco solubile.

Formiato baritico. Cristallizza in prismi brillanti, che fioriscono all' aria calda, e disciolgonsi in quattro parti d' acqua fredda.

Cianito baritico. Si ottiene questo sale facendo giungere del gas cianogeno nell' idrato baritico diluito nell' acqua; formasi nel tempo stesso del cianuro baritico, che decomponesi poscia con una corrente di gas acido carbonico. Si feltra il liquore per separarlo dal carbonato baritico, lo si concentra evaporandolo, e vi si aggiugne dell' alcoole che precipita il cianito baritico sotto forma di piccoli cristalli prismatici. La soluzione di questo sale viene decomposta, dalla evaporazione, in carbonato baritico ed in ammoniaca.

Seleniato baritico. È insolubile nell'acqua a simiglianza del solfato. L' acido solforico non lo decompone completamente. L' acido idroclorico lo trasforma, coll' ebollizione, in selenito baritico, che viene decomposto dall' acido solforico.

Selenito baritico. 1.° *Selenito neutro.* È una polvere bianca, insolubile nell' acqua, senza azione sul colore della carta di tornasole arrossata, che si discioglie negli acidi selenioso, idroclorico e nitrico. Il sale non fondesi alla temperatura a cui il vetro entra in fusione, e non sembra contenere acqua combinata.

2.° *Biselenito baritico.* Lo si ottiene disciogliendo il carbonato baritico nell' acido selenioso, finchè producesi effervescenza. Evaporando la dissoluzione, il sale cristallizza in piccoli grani rotondi, composti di raggi concentrici, la cui superficie è talvolta liscia. Allorchè la dissoluzione non contiene il minimo eccesso di acido, eccettuato quello che entra nella composizione del biselenito, si ottiene, coll'evaporazione spontanea, una massa salina, granellosa, confusa, d' un bianco di smalto, che lentissimamente si ridiscioglie nell' acqua. Aggiungendo dell' ammoniaca alla dissoluzione di questo sale, si ottiene un precipitato di selenito neutro.

Arseniato baritico. Lo si ottiene versando a goccia a goccia una dissoluzione di arseniato sodico cristallizzato in una dissoluzione di cloruro baritico. Il precipitato, che formasi dapprima, sparisce; ma tosto la combinazione neutra si precipita sotto forma d' una massa cristallina scagliosa. Questo sale è poco solubile; però, quando si lava lungo tempo, disciogliesi sensibilmente, ciocchè deriva perchè l'acqua lo decompone in sal acido che si discioglie, ed in sottosale che rimane insolubile. Contiene dell' acqua il cui ossigeno è doppio di quel della base, e la cui quantità è 0,1182 del peso del sale. Se, in luogo di versare la soluzione del sale sodico in quella del cloruro baritico, si fa il miscuglio in senso inverso, formasi nel liquore un surarseniato baritico, ed ottiensi un miscuglio di sottarseniato baritico e d' arseniato neutro.

Biarseniato baritico. Lo si prepara saturando di barite l' acido arsenico, finchè si vegga comparire un precipitato. Si può ottener questo sale sotto forma cristallina, perchè facilmente si discioglie nell' acqua.

Se trattasi l' arseniato baritico coll'ammoniaca caustica, ottiensi un *sottarseniato intermedio* (a $\frac{4}{5}$ di acido), ch' è insolubile nell' acqua, e non attrae l'acido carbonico dell' aria. In questo sale l' acido arsenico è combinato con una volta ed un quarto altrettanta base che nel sale neutro.

Arsenito baritico. È una polvere bianca, leggermente solubile nell' acqua.

Cromato baritico. Forma una polvere gialla, insolubile nell' acqua, che si discioglie del pari nell' acido cromico e nell' acido nitrico.

Molibdato baritico. Precipitasi in fiocchi bianchi, i quali non tardano a ridursi in una polvere farinacea bianca. Colla calcinazione diviene azzurro. Disciogliesi negli acidi nitrico e idroclorico, e si depone sotto forma d' una crosta cristallina quando questi acidi si evaporano lentamente.

Tunstato baritico. Polvere bianca, insolubile nell' acqua.

Antimoniato baritico. Questo sale disciogliesi in piccola quantità nell' acqua. Precipitasi sotto forma d' una massa bianca, non cristallina, non alterata dall' aria, e cui l' acido carbonico non decompone.

Antimonito baritico. Difficilmente si discioglie nell'acqua. Lo si ottiene cristallizzato in aghi quando si aggiunge una soluzione diluita e bollente d' antimonito potassico, in piccolissime porzioni (per esempio come quella che passa attraverso il feltro), ad una dissoluzione del pari bollente e non concentrata di cloruro baritico; d' ordinario, l' antimonito cristallizza sul tubo dell' imbuto in aghi piatti, d' uno splendore argentino, inalterabili all' aria. Gli acidi s' impadroniscono della base di questo sale, e lasciano l'acido antimonioso non disciolto.

Tantalato baritico. Producesi facendo digerire un miscuglio di cloruro baritico e d' ammoniaca coll' acido tantalico acquoso. È una polvere bianca, insolubile.

Manganato baritico. Lo si prepara calcinando il nitrato baritico coll' ossido manganico. Forma una polvere d' un verde intenso, la quale è insolubile nell' acqua. Questo manganato contiene un eccesso di base, e non può ottenersi allo stato neutro, poichè l' acido manganico è senza azione sovr' esso.

C. *Solfosali di bario.*

Solfoidrato baritico. È solubilissimo nell' acqua; evaporando la sua dissoluzione nel vuoto, cristallizza in prismi senza colore a quattro piani. È pochissimo solubile nell' alcoole, così che si può far cristallizzare una dissoluzione acquosa, aggiungendovi dell' alcoole. I cristalli di questo sale contengono dell' acqua di cristallizzazione; stillandoli abbandonano quest' acqua, e divengono bianchi. Alla temperatura del rosso nascente perdono pure il solfido idrico, e rimane una massa fusa d' un giallo carico, che diviene bianca col raffreddamento. Essa è un solfuro baritico. Il solfoidrato cade in efflorescenza all' aria, passando allo stato d'iposolfito e di solfito.

Solfocarbonato baritico. È poco solubile nell' acqua. Il solfuro baritico cristallizzato si combina prontissimamente col solfido carbonico, e fornisce un sale non cristallizzato, giallo-citrino, che ricuopre la interna parete del vase e se ne stacca facilmente. Il licore che nuota sopra questo sedimento è d' un giallo-arancio. Il sale giallo del pari fornisce una soluzione giallo-arancia nell' acqua. Se versasi sopra questo sale una grande quantità d'acqua ad un tratto, essa acquista una leggera tinta rossa, colore che sembra provenire dall' azione che esercita l' aria contenuta nell' acqua. La dissoluzione acquista di poi il colore arancio ordinario. Se si evapora nel vuoto, lascia piccoli cristalli trasparenti di un giallo pallido. Se si fa cadere una goccia d' acqua sopra questo sale secco, diviene rosso dopo alquanti minuti; questa tinta sparisce colla diseccazione, ed il sale è allora d' un giallo più pallido.

Solfocianidrato baritico. Lo si prepara nella maniera stessa che il sale potassico, sostituendo all' idrato potassico l' acqua di barite. Nel vuoto, diseccasi in una massa salina.

Solfarseniato baritico. 1.º Il sale *neutro* disciogliesi nell'acqua in tutte le proporzioni, e riducesi colla diseccazione in una massa

screpolata, d'un giallo-cedro, che si ridiscioglie completamente nell'acqua. Se si disecca questo sale in modo di scacciarne tutta l'acqua, riprende all' aria la quantità d' acqua con cui si può combinare, e nello stesso tempo rigonfiasi un poco e riducesi in polvere.

2.° *Solfarseniato sesquibaritico.* Somiglia interamente al sale neutro. Lo si ottiene riscaldando quest' ultimo fino al rovente in un vase distillatorio; sublimasi del solfo e del solfido arsenioso, e rimane una massa fusa che è bruna dopo il raffreddamento; questa massa disciogliesi facilmente nell' acqua, lasciando una sostanza bruna, e formando una dissoluzione che si disecca in una massa non cristallina, d' un giallo di cedro. Si ottiene lo stesso sale, mescendo il solfarseniato neutro con una dissoluzione di solfuro di bario. Una simile dissoluzione, evaporata nel vuoto, si congelò. La si lasciò nel vuoto finchè tutto il ghiaccio venne evaporato, dopo di che si ottenne il sale sotto forma di pagliette, non cristalline, tuttavia trasparenti, estremamente fine, leggere e voluminose. Se aggiungesi dell' alcoole al sale neutro, precipitasi una massa bianca, caciosa, solubilissima nell' acqua, che sembra essere lo stesso sale contenente acqua in combinazione.

3.° *Bisolfarseniato baritico.* Rimane in dissoluzione nell' alcoole, che fornisce, coll'evaporazione, una polvere gialla, e lascia alfine il sal neutro d' un giallo-cedro puro, il che prova che il solfido arsenico non venne decomposto. La polvere gialla è insolubile nell' acqua; gli acidi la decompongono con isviluppo di gas solfido idrico; sembra essere un *sesolfarseniato.*

Solfarsenito baritico. Forma un liquido quasi senza colore, che si disecca in una massa gommosa, la quale è d' un bel color rosso-brunastro quando è ben secca. Si ridiscioglie completamente nell' acqua senza colorirla. L' alcoole precipita da questa dissoluzione un sottosale in fiocchi cristallini. Si può anche preparar questo sale facendo digerire il solfido arsenioso con un eccesso di solfuro baritico. È poco solubile nell' acqua, ed evaporando la disso-

luzione all' aria libera, lascia deporre fiocchi bianchi di sottosale, meschiati con cristalli trasparenti e microscopici di solfato baritico.

Iposolfarsenito baritico. Polvere bruno-rossastra, insolubile nell' acqua.

Solfomolibdato baritico. Lo si prepara facendo bollire il solfuro baritico con un eccesso di solfido molibdico puro. Feltrando la dissoluzione bollente, e ricevendola in un vase anticipatamente riscaldato, fornisce col raffreddamento moltissimi piccoli cristalli brillanti d' un giallo-arancio. Raccolti sopra la carta, questi cristalli riduconsi in una polvere farinacea, brillante, d'un giallo-arancio : esposti ad un dolce calore, perdono dell' acqua e divengono rossi. L' acido idroclorico concentrato non li decompone a freddo ; l' acido diluito più facilmente gl' intacca. Questo sale è un *trisolfomolibdato baritico.* La dissoluzione da cui vengono questi cristalli deposti, coll'evaporazione, fornisce ancora una piccola quantità dello stesso sale, e diseccasi poscia in una massa translucida, screpolata, nulla cristallina, e d' un rosso carico, ch' è la combinazione *neutra*.

Ipersolfomolibdato baritico. È insolubile nell'acqua, e si precipita quando si mesce una dissoluzione del sale potassico col cloruro baritico. Il precipitato è d' un giallo-arancio che trae al rosso. Non si discioglie nell' acqua bollente, ma diviene d' un rosso-cinabro coll' ebollizione e difficilmente deponesi al fondo del vase. In tale stato, non viene alterato dall' acido idroclorico allungato.

Solfotunstato baritico. Lo si ottiene diluendo nell' acqua l' ossisale precipitato, ancor umido, e facendo giungere del gas solfido idrico nel miscuglio. Formasi una dissoluzione giallo-citrina, che contiene poco sale e lo lascia, dopo l'evaporazione spontanea, sulle pareti del vetro, sotto forma d' una vernice gialla, cristallina, fogliettata. Se si discioglie coll'ebollizione il solfido tunstico, precipitato di recente nel solfuro baritico, si ottiene una dissoluzione gialla che si disecca in una massa senz' alcuna traccia di cristallizza-

zione. Quando contiene un eccesso di solfido, fornisce un residuo bruno, che ha l' apparenza d' una vernice.

Solfotellurato baritico. Lo si prepara facendo bollire il solfuro baritico col solfido tellurico, ed evaporando la dissoluzione nel vuoto. Cristallizza in prismi piatti, quadrilateri, obliquamente troncati, che sono voluminosi, translucidi e di color giallo pallido. Lentissimamente si disciolgono nell'acqua e lungo tempo si conservano all' aria.

VI. *Sali di stronzio.*

I sali di stronzio distinguonsi per la proprietà che posseggono di dare una bella tinta rossa alla fiamma di diversi corpi in combustione. Così la dissoluzione alcoolica d' un sale di stronzio arde con fiamma rossa. Del pari che i sali di bario, vengono essi precipitati dall' acido solforico; ma differiscono da questi in ciò, che non vengono precipitati dall' acido idrofluosilicico. Il lor sapore è acre ed amaro.

A. *Sali aloidi di stronzio.*

Cloruro stronzico (muriato di stronziana). Lo si estrae dal solfato stronzico naturale col metodo stesso adottato nel preparare il cloruro baritico col solfato baritico. Cristallizza in lunghi aghi, che si umettano leggermente all' aria. I cristalli contengono 40 $\frac{1}{2}$ per 100 d' acqua di cristallizzazione, che se ne separa per l' azione del calore. Esposto a fuoco violento, fondesi in uno smalto bianco. Disciogliesi in tre quarti del suo peso d' acqua fredda, ed in tutte le proporzioni nell'acqua bollente. È meno solubile in un' acqua acida, per cui viene precipitato in parte dall'acido idroclorico. Alla temperatura ordinaria, disciogliesi in 24 parti d' alcoole anidro e in 19 parti d' alcoole bollente. L' alcoole a 0, 833 ne scioglie un sesto

del suo peso, e questa dissoluzione arde con fiamma rossa, specialmente adoperando un lucignolo di bambagia o d'una simile sostanza.

Ioduro stronzico. E' solubilissimo nell'acqua e cristallizza. Dopo averlo evaporato fino a secchezza, si può fonderlo, lungi dal contatto dell'aria, senza che provi alterazione. Entra in fusione sotto il rovente. Calcinato all'aria libera, abbandona l'iodo e lascia della stronziana.

Fluoruro stronzico (fluato di stronziana). Lo si prepara come il sale baritico. È pochissimo solubile nell'acqua e forma una polvere bianca. Non viene disciolto da un eccesso di acido idrofluorico, e questo s'intorbida allorchè ci si aggiunge la più piccola quantità d'acqua di stronziana.

Fluoruro borico-stronzico. E' ignoto.

Fluoruro silicico stronzico. Si ottiene sciogliendo il carbonato stronzico nell'acido idrofluosilicico. La dissoluzione evaporata dà col raffreddamento grossi cristalli che affettan la forma di prismi corti, quadrilateri, non rettangolari del tutto, e terminati da sommità diedre. Contengono acqua di cristallizzazione, che perdono per effetto d'un dolce calore, divenendo opachi e d'un bianco latteo. Il sale non è perfettamente solubile nell'acqua. Occorre, perchè si disciolga, un certo eccesso di acido, senza di che lascia un sottosale non disciolto; però questo residuo insolubile è pochissimo considerevole. La solubilità del sale stronzico, specialmente aiutata da un eccesso anche piccolissimo di acido, e l'insolubilità quasi completa del sale baritico, nelle stesse circostanze, forniscono un eccellente mezzo, non solo a distinguere queste terre l'una dall'altra, ma anche a separarle esattamente per poter determinarne le quantità rispettive.

Cianuro stronzico. Non venne studiato.

Solfocianuro stronzico. Cristallizza in lunghi prismi stretti ed accumulati gli uni sugli altri. Umettasi all'aria.

B. *Ossisali di stronzio.*

Solfato stronzico. Nel regno minerale incontrasi spesso in cristalli regolari. Il solfato ottenuto co' mezzi chimici è polveroso. Occorrono per disciorlo 3840 parti di acqua. Disciogliesi nell' acido solforico bollente, e precipitasi da questa dissoluzione allorchè ci si aggiunge dell' acqua. Esposto ad un forte calore, fondesi in una massa vetrosa ; al cannello sul carbone viene ridotto allo stato di solfuro di stronzio.

Mescendo il solfato stronzico col carbonato sodico, od il carbonato stronzico col solfato sodico, nella proporzione in cui le basi contengano la quantità stessa d'ossigeno, e facendo fondere il miscuglio, ottiensi, secondo Berthier, una massa fusibilissima, che, raffreddandosi, diviene dura, opaca e iridescente.

Iposolfato stronzico. È solubilissimo nell'acqua, e fornisce grossi cristalli che formano tavole esagone, e contengono 22,5 per 100 di acqua, il cui ossigeno sta a quel della base come 4 : 1. Disciogliesi in una parte e mezza d'acqua bollente, ed in quattro parti e mezza di acqua a 16° .

Solfito stronzico. E' senza sapore e quasi insolubile. All' aria si ossida e trasformasi in solfato stronzico.

Iposolfito stronzico. Formasi allorchè si aggiunge dell' acido solforoso ad una dissoluzione di solfuro stronzico, finchè il licore sia scolorito. Coll'evaporazione si ottiene il sale in romboedri trasparenti ; l' alcoole lo precipita in piccoli aghi di lucentezza setacea. Non si altera all' aria, e fra 50 e 60° perde 31 per 100 d'acqua di cristallizzazione, senza punto alterarsi. Disciogliesi in 4 parti d' acqua fredda e in 1,75 d' acqua bollente.

Nitrato stronzico. Cristallizza in ottaedri, e disciogliesi in 5 parti d' acqua fredda e in $\frac{1}{2}$ parte d' acqua bollente. È insolubile nell'alcoole anidro, non contiene acqua combinata e non si altera all' aria. Riscal-

dandolo, scoppietta e perde una parte dell' acqua interposta. Talvolta contiene circa 30 per 100 d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quel della base come 5 : 1. Questo sale fiorisce all' aria e cangia al tutto di forma. Le circostanze per le quali esso contiene acqua di cristallizzazione, sono ignote. A temperatura più elevata perde il suo acido, e la stronziana rimane pura. Se mettesi un poco di questo sale sul lucignolo d' una candela accesa, la fiamma ne diviene rossa.

Fosfato stronzico. È insolubile nell'acqua, insipido, indecomponibile dagli alcali; al cannello si fonde in uno smalto, e diviene nel tempo medesimo fosforescente. Disciogliesi in un eccesso di acido.

Fosfito stronzico. Se si discioglie il carbonato stronzico nell' acido fosforoso, e si evapora la dissoluzione, si ottiene un sale cristallizzato. Questo sale viene decomposto dall' acqua, specialmente quand' è calda; formasi un sale insolubile, probabilmente neutro, mentre il licore diviene acido, e contiene in dissoluzione un sursale che è difficile cristallizzare.

Ipofosfito stronzico. Formasi quando si fa bollire il fosforo coll' idrato stronzico. Questo sale è solubilissimo, e difficilmente cristallizza.

Clorato stronzico. Lo si prepara come il clorato baritico. Umettasi all' aria, e facilmente si discioglie nell' alcoole.

Iodato stronzico. Presentasi sotto forma di piccoli cristalli, che contengono acqua di cristallizzazione. Del resto, ha le medesime proprietà del sale baritico. Disciogliesi in 4 parti d' acqua fredda ed in 1 $\frac{1}{3}$ d' acqua bollente.

Carbonato stronzico. Lo si trova talvolta in natura. I mineralogisti gli diedero il nome di *stronzianite.* Disciogliesi in 1536 parti d' acqua bollente. Un eccesso di acido lo scioglie facilmente, e quando si scaccia l' acido coll' evaporazione, il carbonato neutro deponesi in aghi cristallini. Conserva l' acido carbonico al

fuoco. Incontrasi il carbonato stronzico in dissoluzione in alcune acque di sorgente.

Ossalato stronzico. È una polvere bianca, insipida, cui per disciorre occorrono 1920 parti d'acqua bollente. Secondo Thomson, l'acido ossalico forma colla stronziana un sottosale, e, secondo Moretti, un sale acido solubile; Berard, all'opposto, dice che l'acido ossalico scioglie pochissimo sale neutro.

Borato stronzico. È quasi insolubile nell'acqua fredda ed occorrono 130 parti d'acqua bollente perchè si disciolga. La soluzione reagisce alla guisa degli alcali. Questo sale si fonde e si vetrifica al fuoco.

Silicato stronzico. Non venne esaminato. Facendo fondere una parte di acido silicico con due di stronziana, si ottiene una massa cui gli acidi decompongono.

Acetato stronzico. È solubilissimo nell'acqua. Alla temperatura di 15° fornisce, secondo Mitscherlich, cristalli che contengono 4,25 per 100 di acqua, il cui ossigeno sta a quello della terra come 1 : 2. I cristalli che forma ad una temperatura più bassa, contengono 26 per 100 di acqua, il cui ossigeno sta a quel della terra come 4: 1. Questi cristalli fioriscono all'aria. Disciogliesi in due parti e e mezza d'acqua fredda.

Tartrato stronzico. Precipita in piccoli cristalli brillanti, che si disciolgono in 320 parti d'acqua bollente.

Citrato stronzico. Somiglia al tartrato, ma non si precipita che colla evaporazione.

Malato stronzico. Il sale neutro è gommoso e solubilissimo. Aggiungendo dell'acido malico alla dissoluzione del sal neutro, si ottiene un sale acido. Questo è poco solubile, e precipitasi in cristalli; è molto più solubile nell'acqua bollente, che nella fredda, e cristallizza raffreddandosi.

Benzoato stronzico. All'aria questo sale perde la sua lucentezza; ma non fiorisce; poco solubile nell'acqua fredda, facilmente disciogliesi nell'acqua bollente.

Succinato stronzico. Difficilmente si scioglie, e deponesi in piccoli grani cristallini dalla dissoluzione evaporata; occorre, perchè si disciolga, una quantità d'acqua molto maggiore di quella in cui era disciolto prima di cristallizzare.

Selenito stronzico. Il *selenito* è una polvere bianca, insolubile. Si ottiene un *biselenito stronzico* facendo disciorre del carbonato stronzico nell'acido selenioso, finchè non avvenga più effervescenza. Il sale si depone, con una lenta evaporazione, sotto forma d'una massa d'un bianco di smalto, che non è cristallina o lo è poco; questa massa disciogliesi lentissimamente, anche nell' acqua bollente. Il sale secco entra in fusione quando riscaldasi, abbandona la sua acqua, gonfiasi in seguito, e trasformasi in una massa porosa donde si può scacciare l' eccesso d'acido con una calcinazione prolungata. Il residuo è un sale neutro infusibile.

Arseniato stronzico. Comportasi come il sale baritico.

Arsenito stronzico. È solubile nell'acqua.

Cromato stronzico. Precipitato giallo-pallido, solubile in un eccesso d'acido cromico.

Molibdato e tunstato stronzici. Sono insolubili nell' acqua.

C. *Solfosali di stronzio.*

Solfoidrato stronzico. Lo si ottiene, sì col solfuro di stronzio, che coll' idrato stronzico, quando si disciolgono nell' acqua, mediante il gas solfido idrico; evaporando la dissoluzione nel vuoto, il sale cristallizza in grossi prismi raggiati, che sembrano essere quadrilateri. Questi cristalli si conservano molti giorni all' aria quando sono ben diseccati. Riscaldato, il sale fondesi nella sua acqua di cristallizzazione, poi entra in ebollizione, si svolgono del solfido idrico e dei vapori di acqua; e quando il gorgogliamento cessò, non rimane che del solfuro di stronzio sotto forma d'una polvere bianca.

Solfocarbonato stronzico. È più solubile del sale baritico, e la sua

dissoluzione, che è d'un arancio men carico, fornisce, coll'evaporazione nel vuoto, una massa salina di cristallizzazione raggiata, d'un giallo di cedro pallido, quasi efflorescente. Umettato, questo sale passa istantaneamente al rosso-bruno; ma la colorazione sparisce a misura che si disecca, e il contorno umettato sembra d'un giallo anche più pallido.

Solfarsenito stronzico. È solubilissimo nell'acqua, e si comporta assolutamente come il sale baritico. Mescendo la sua dissoluzione coll' alcoole, si ottiene un precipitato che è o scilopposo, o bianco e polveroso, e consiste in sottosale, più o meno scevro di sale neutro. Il sottosale è solubilissimo nell'acqua, e possede le proprietà stesse del sale neutro.

Solfomolibdato stronzico. Comportasi interamente come il sale baritico, sì allo stato neutro, che a quello di sale acido.

Ipersolfomolibdato stronzico. Vedi quanto si disse sopra il sale baritico.

Solfotunstato stronzico. Si può facilmente e in abbondanza ottenerlo, facendo passare una corrente di gas solfido idrico attraverso un miscuglio d'ossisale e di acqua. La dissoluzione è gialla, e fornisce cristalli raggiati d'un giallo-cedro. Con eccesso di solfido, presentasi sotto forma di uno sciloppo bruno e denso.

Solfotellurato tristronzico. Lo si prepara facendo bollire la solfobase col solfido. Evaporato nel vuoto, fino a consistenza di sciloppo, offre da prima indizi di cristallizzazione, e diseccasi poscia in una massa salina, giallo-pallida, che si ridiscioglie integralmente nell'acqua, e si conserva all'aria per qualche tempo senz'alterazione.

VII. *Sali di calcio.*

I sali di calcio hanno un sapor amaro, piccante, simile a quello de' sali baritici. Si riconosce la esistenza della calce mediante l'a-

cido ossalico, che precipita questa terra anche dalle dissoluzioni allungatissime. Nelle soluzioni concentrate, si può discuoprirla mediante l'acido solforico, il quale vi forma un precipitato voluminosissimo di gesso. I sali di calcio solubili nell'alcoole colorano in rosso l'orlo della fiamma, come se contenessero un sale di stronzio.

A. *Sali aloidi di calcio.*

Cloruro calcico (muriato di calce). Lo s' incontra in natura, sciolto nell'acqua del mare e di varie sorgenti, che non contengono punto carbonato potassico o sodico. Il miglior metodo di ottenerlo è di sciogliere nell'acqua il residuo calcare, cui i farmacisti procacciansi nella preparazione dell' ammoniaca caustica, e neutralizzarlo coll' acido idroclorico, o lasciarlo all' aria, finchè l' eccesso di calce siasi separato per la combinazione dell' acido carbonico. Quanto resta alla fine si evapora fino a consistenza di sciloppo, dopo di che il sale cristallizza col raffreddamento. I cristalli contengono 49,12 per 100 d'acqua, il cui ossigeno sta, a quello che occorrerebbe per trasformare il calcio in calce, come 6:1. Il cloruro calcico ha un sapore salato, amaro, ed attrae prontamente l'umidità dell' aria. Riscaldandolo, la sua acqua di cristallizzazione si evapora con effervescenza, e trasformasi in una massa bianca. Al calore rovente entra in fusione. Il sale fuso sembra luminoso nella oscurità; e siccome Homberg osservò il primo questo fenomeno, si diede il nome di *fosforo di Homberg* al cloruro calcico fuso. Deve conservarsi in un fiasco asciutto e bene otturato. Mescendolo coll' acqua, dopo averlo ridotto in polvere, riassorbe la sua acqua di cristallizzazione, e svolge del calore, poi si discioglie e produce del freddo. Adoprasi per produrre de' freddi artificiali, usando le precauzioni indicate quando abbiamo parlato del calorico. Attesa la grande sua affinità per l' acqua, si adopera nel seccare i gas umidi, e privare l'alcoole delle ultime porzioni d'acqua che contiene. Da ultimo, la sua affinità

per l'alcoole fecelo usare a separar questo liquido dall'etere. Questo sale assorbe il gas ammoniaco, e nel tempo stesso rigonfiasi molto e riducesi in polvere. Se si introduce il cloruro calcico saturato di gas ammoniaco nel gas cloro, infiammasi e fornisce dell'acido idroclorico, del gas nitrogeno e del sale ammoniaco. L'ammoniaca si svolge quando riscaldasi questa combinazione, od esponesi all'aria, o leggermente si umetta. I cloruri stronzico e baritico non producono simili composti coll' ammoniaca.

Cloruro calcico tribasico. Si ottiene questo sale facendo bollire il precedente con alquanta calce, feltrando la dissoluzione calda, e lasciandola raffreddar lentamente; depongonsi allora lunghi cristalli, stretti, piatti e sottili, che contengono 49 per 100 d'acqua di cristallizzazione. La calce di questo sottosale contiene tre volte altrettanto calcio, che il cloruro calcico, e l' acqua contiene cinque volte altrettanto ossigeno che la calce. L'alcoole e l'acqua decompongono questo sale, disciogliendo del cloruro calcico e lasciando dell' idrato di calce.

Bromuro calcico. Somiglia molto al cloruro, e forma un sale deliquescente, che contiene acqua di cristallizzazione. Combinato a piccolissima quantità d' acqua, può unirsi ad una maggior proporzione di bromo, che gli partecipa un color giallo, e che se ne separa quando assorbe più acqua. Se si mesca l' idrato di calce con un eccesso di bromo, e questo eccesso si evapori nel vuoto, sopra un vase che contenga dell'idrato potassico, ottiensi una massa solida di un rosso-cinabro. Versando pochissima acqua su questa massa, diviene gialla; maggior quantità d'acqua la scolora; il licore acquista un color giallo che non tarda a sparire. Questo licore imbianchisce i colori vegetali finchè è giallo.

Ioduro calcico. È un sale deliquescente, che ritiene l' iodo quando calcinasi in vasi chiusi, e lo abbandona riscaldandolo all'aria libera, fornendo un residuo di calce. L'iodo si discioglie in gran quantità in una dissoluzione concentratissima d' ioduro calcico, ed

evaporando poi il licore nel vuoto sopra un vase contenente del carbonato potassico, il sale cristallizza in grossi prismi neri, striati, dotati di lucentezza metallica. Questi cristalli corrispondono ad una delle combinazioni superiori dell'iodo col potassio. Se si mesce dell' iodato calcico coll' ioduro di calcio, una parte del calcio si ossida a scapito dell' ossigeno dell' acido iodico, ed ottiensi una combinazione bruna, che si è riguardata come composta di iodo e di calce, ma che può del pari essere una combinazione (vale a dire una sorte di sale basico) della calce col grado superiore di combinazione d' iodo e di calcio, testè descritto. Sembra che ottengasi lo stesso composto triturando un miscuglio di iodo e di idrato calcico.

Fluoruro calcico (fluato di calce). La natura lo presenta di frequente sì cristallizzato in cubi o in ottaedri, sì sotto forma di masse compatte e più di rado sotto quella di polvere. Lo si chiama generalmente *spatofluore*. Riscaldato lentamente sovra una piastra, sembra luminosissimo nell' oscurità, crepita da ultimo e perde la sua acqua frapposta; allora più non risplende quando di nuovo riscaldasi. Però s' incontra in natura dello spato-fluore che non diviene luminoso per effetto del calore. Una modificazione di questo sale, trovatasi a Nertschinsk, in Siberia, ha la proprietà di divenire luminosa tutte le volte che si riscalda, purchè il calore non ecceda un certo grado; le si diede il nome di *clorofane*, poichè diffonde una luce verde. Se esponesi per qualche tempo alla luce del sole, acquista la proprietà di spandere nell' oscurità per lungo tempo un debole splendore giallastro. Grotthuss, che fece intorno questo soggetto una serie d' interessanti sperienze, trovò che, precipitando lo spato-fluore coll' ammoniaca, dalla sua dissoluzione nell'acido idroclorico concentrato, il precipitato seccato ha la proprietà di risplendere, quando riscaldasi, se peraltro lo spato-fluore non l' avesse perduta prima di essere stato disciolto nell' acido; ma in quest' ultimo caso, vale a dire quando più non la possede, il precipitato ne è del pari sprovveduto. Sarebbe difficile spiegare tale fenomeno in modo soddisfacente. Grotthuss assi-

cura che uno spato-fluore che abbia perduta la proprietà di divenire fosforescente, la ripiglia fino un certo punto quando si fanno passare alcune scintille elettriche immediatamente sopra la sua superficie.

Trovasi pure del fluoruro calcico nelle ossa degli animali in cui entra per uno o alcuni millesimi del loro peso, principalmente nello smalto de'denti. Trovasi, sebbene in piccolissima quantità, disciolto nell' urina umana insieme al fosfato calcico delle ossa. Infine, ci sono alcune sorgenti che ne contengono; per esempio l' acqua minerale di Carlsbad. Volendo procurarsi questo sale con mezzi chimici, si prende il carbonato calcico recentemente precipitato, e lo si satura, finch' è ancor umido, coll' acido idrofluorico scevro di silicio. Il sale che ottiensi in questo caso è granelloso come il carbonato calcico, e può facilmente lavarsi. Se, al contrario, lo si precipita da un sale calcico neutro mediante un fluoruro solubile, si ottiene una massa gelatinosa che riprende, anche dopo essere stata seccata, il suo aspetto di gelatina, allorchè vi si versa dell'acqua sopra, e non può lavarsi perchè ostruisce i pori della carta. Questa gelatina è tanto translucida, che si crede dapprima non essersi ottenuto che un precipitato pochissimo abbondante. Per rifrazione, appare rossastra e opalina. L'ammoniaca caustica contribuisce a rendere la precipitazione completa; ma quando la soluzione contiene un eccesso di sale calcico, il fluoruro potrà trovarsi meschiato con carbonato calcico. Il fluoruro calcico, naturale o artificiale, non viene decomposto, ad una bassa temperatura, dall' acido solforico, ma ne è imbevuto, diviene del tutto trasparente, e forma un liquido denso che può tirarsi in fili. Se contenesse dell'acido silicico, producesi una effervescenza dovuta allo sviluppo del gas fluorido silicico, formasi del gesso, e la massa perde la sua trasparenza. A 40°, il fluoruro calcico puro comincia a decomporsi e perde nel tempo stesso la sua trasparenza. Se prima che la decomposizione si operi aggiungesi al miscuglio dell' acqua, il fluoruro calcico si separa, e la massa diviene lattea. Gli acidi nitrico e idroclorico hanno pure la pro-

prietà di dare questa trasparenza al fluoruro calcico, ma senza che il liquore divenga vischioso. Versandoci dell'acqua il miscuglio diviene latteo, e il liquore feltrato non contiene che pochissimo fluoruro calcico in dissoluzione. Questo sale è pochissimo solubile nell'acido idrofluorico, e la più piccola quantità di carbonato calcico che aggiungesi a quest' acido, lo rende torbido. Se per l' opposto si aggiunge un po' di sale calcico all' acido idrofluorico allungatissimo, non formasi precipitato che quando si satura l' acido con un alcali. L'acido idrofluorico forma un precipitato di fluoruro nelle dissoluzioni neutre e poco diluite de' sali calcici. L' acido idroclorico, allungato e bollente, discioglie una piccola quantità di fluoruro calcico, che si può indi ottenere, si precipitandolo con un alcali, che evaporando l' acido libero. Se si fa bollire coll' acido nitrico, il fluoruro calcico ne viene in parte decomposto. Vari chimici ottennero dissoluzioni più saturate di fluoruro calcico negli acidi nitrico o idroclorico ; ma debbono la loro esistenza all' uso d' uno spato-fluore silicifero, che forma un sale solubilissimo negli acidi, il fluoruro silicico-calcico. L' idrato potassico o sodico non decompone il fluoruro calcico nè per via secca, nè per via umida ; ma per via secca questo sale viene facilmente decomposto dai carbonati potassicco o sodico, specialmente allorchè lo spato-fluore adoperato venne sottomesso alla levigazione. Il miglior metodo di preparare, collo spato-fluore, l'acido idrofluorico scevro di silicio, è senza dubbio quello di decomporre dapprima lo spato-fiuore col carbonato potassico o sodico affine di procurarsi un fluoruro a base alcalina scevro di silicio, poi trattar il fluoruro coll' acido solforico. Dietro gli sperimenti di Scheele, il fluoruro calcico non viene decomposto distillandolo col sale ammoniaco, ma si decompone quando distillasi col solfato ammonico.

Fluoruro calcico e solfato calcico. Formano insieme un sale doppio particolare, che ottiensi riscaldando in un crogiuolo di platino un miscuglio d' una parte e tre quarti di solfato di calce con

una parte di spato-fluore. La massa entra in fusione al calore rovente, e forma un liquido trasparentissimo, che si solidifica col raffreddamento, e forma uno smalto. Per questo negli assaggi al cannello si usa lo spato-fluore per riconoscere il gesso, e *vice versa*. Ne' punti di contatto, i due sali si fondono facilissimamente; ma, dopo alcuni istanti, l'acido solforico comincia ad essere decomposto ed allora la massa produce una leggera effervescenza, diviene meno fusibile, forma alcune escrescenze simili a' cavoli fiori, e diviene da ultimo affatto infusibile. Il fluoruro calcico si comporta nella medesima guisa co' solfati baritico e stronzico.

Facendo fondere due parti di spato-fluore con una di carbonato potassico, od una parte del primo con due del secondo, si ottiene, secondo Berthier, un liquido trasparente, che perde l'acido carbonico ad un fuoco violento, e diviene opaco. Dopo il raffreddamento, la massa è leggermente cristallina e semitranslucida; l' acqua le toglie del carbonato potassico unitamente ad un poco di fluoruro calcico.

Fluoruro borico-calcico (fluoborato di calce). Lo si prepara disciogliendo il carbonato calcico nell' acido idrofluoborico senza però porvi tanto carbonato da saturar l' acido. Abbandonando la soluzione all' evaporamento spontaneo, si ottengono dapprima de' cristalli d' acido borico (che trovansi allo stato di semplice miscuglio nell'acido idrofluoborico), dopo di che il sale calcico deponesi sotto forma d' un precipitato gelatinoso. Il fluorido borico, in dissoluzione concentrata, trasforma il fluoruro calcico artificiale in questa medesima massa gelatinosa, che viene disciolta quando vi si aggiunge nuovo acido. Diseccata, questa massa gelatinosa forma una polvere che arrossa la carta di tornasole, ha un sapore acido, e viene decomposta dall' acqua, che scioglie un sale acido, e lascia un sale con eccesso di fluoruro calcico.

Fluoruro silicico calcico (fluato di silice e di calce). Il miglior mezzo di prepararlo è quello di disciorre il carbonato calcico nel-

l' acido idrofluosilicico, ed evaporare la soluzione ad un dolce calore. Si può anche ottenerlo mescendo lo spato-fluore in polvere coll'acido silicico, e facendo digerire il miscuglio coll'acido idroclorico. Questo sale non si discioglie nell'acqua che per un eccesso di acido e cristallizza a proporzione che questo eccesso si volatilizza durante l'evaporazione. Cristallizza in prismi quadrilateri regolarissimi. Questi cristalli vengono decomposti dall'acqua, che scioglie un sal acido, e lascia una polvere contenente una maggior proporzione di fluoruro calcico. Evaporando la dissoluzione, si ottengono cristalli del medesimo sale di prima. Si scioglie senza decomposizione nell' acido idroclorico, e soltanto con una evaporazione prolungata perde dell' acido idrofluosilicico, e trasformasi in cloruro calcico. Se si precipita coll' ammoniaca caustica la dissoluzione recentemente preparata, si separa dal fluoruro calcico, intimamente meschiato o forse combinato con acido silicico, e il liquore contiene del cloruro e del fluoruro ammonici.

Fluoruro titanico-calcico. Lo si ottiene sotto forma di cristalli prismatici, sciogliendo il carbonato calcico nell' acido idrofluotitanico, ed evaporando la dissoluzione. Non si discioglie che quando contiene un eccesso di acido ; l' acqua lo decompone nella medesima guisa che il sale precedente.

Fluoruro tantalico-calcico. E' solubile nell' acqua ; evaporando la dissoluzione, viene decomposto e fornisce un sedimento poco solubile, formato degli stessi elementi in altre proporzioni.

Cianuro calcico. Fu poco esaminato. Lo si ottiene saturando l' acido idrocianico coll'idrato calcico. Coll' evaporazione viene decomposto in carbonato calcico ed ammoniaca. E' sconosciuto sotto forma solida.

Solfocianuro calcico. La sua dissoluzione nell' alcoole fornisce cristalli aciculari. E' deliquescente all'aria, e facilmente discioglìesi nell' acqua e nell' alcoole.

B. *Ossisali di calcio.*

Solfato calcico (gesso). Lo si incontra spessissimo in natura, sì allo stato di cristalli trasparenti, come la selenite, sì allo stato granelloso e translucido, come l' alabastro, sì in masse opache, ecc. Contiene quasi sempre dell' acqua di cristallizzazione; quello che non ne contiene, ha ricevuto il nome di *anidrite* o *muriacite*. Il gesso è un sale poco solubile nell' acqua, che tuttavia cristallizza in piccoli aghi, quando lentamente si evapora la sua soluzione. Ha poco sapore, e trovasi disciolto in molte acque di sorgente, che hanno allora un sapore nauseante e terroso, se per altro esso non è mascherato dalla esistenza di altre materie. E' quasi all' incirca solubile nell' acqua fredda come nell' acqua bollente, ed una parte di questo sale ne richiede 461 $\frac{7}{13}$ d' acqua per la sua soluzione. E' insolubile nell'alcoole. Riscaldato bruscamente in un crogiuolo, abbandona la sua acqua di cristallizzazione con iscoppiettio e cade in polvere. Contiene 20, 78 per 100 di acqua, il cui ossigeno sta a quello della base come 2: 1. Riscaldandolo molto oltre la temperatura alla quale abbandona la sua acqua di cristallizzazione, ciocchè avviene a 100°, non ripiglia l' acqua di cristallizzazione, senz' essere anticipatamente disciolto nell' acqua ed evaporato a cristallizzazione. D'ordinario calcinasi in particolari fornelli, che si riscaldano fino al punto che conviene per cuocere il pane. Se versasi dell'acqua sul gesso calcinato, riassorbe la sua acqua di cristallizzazione e si indura; la massa così ottenuta serve alla preparazione delle medaglie e de' busti di gesso, ecc. La poltiglia di gesso, recentemente preparata, viene colata in istampi che sono d' ordinario di gesso imbevuti d' olio o di solfo, per impedire che il gesso versato nello stampo ci si attacchi. Il gesso calcinato serve pure a imitare il marmo; a tal uopo si umetta con una dissoluzione di colla forte, lo si impasta con materie colorite, e si applica sugli oggetti che voglionsi ricuoprirne: tale preparazione è conosciuta sotto

il nome di *stucco.* Nella economia rurale adoprasi il gesso come ingrasso; al pari della calce, agisce principalmente sulle materie nutritive contenute nella terra; poichè, per sè stesso, non può in guisa alcuna contribuire alla nutrizione delle piante.

Solfato doppio calcico e sodico. Questo sale doppio è insolubile nell'acqua, e non contiene acqua di cristallizzazione. Incontrasi nel regno minerale sotto forma di cristalli trasparenti; i mineralogisti lo dissero *glauberite.* Le due basi ci contengono la medesima quantità di ossigeno. Dietro Berthier, questa combinazione può ottenersi, coi metodi chimici, facendo fondere un miscuglio de' due sali.

Il solfato calcico si unisce colla fusione ai fluoruri baritico, stronzico e calcico, co' quali forma un liquido trasparente, che diviene di un bianco latteo solidificandosi.

Iposolfato calcico. Forma cristalli trasparenti, solubilissimi, che contengono 26,34 per 100 di acqua il cui ossigeno sta a quello della base come 4 : 1. Esige, per disciorsi, 2,46 parti d'acqua a 19°, e soltanto 0, 8 parte a 100°.

Solfito calcico. Questo sale forma una polvere bianca, poco solubile, che esige per la sua dissoluzione completa 800 parti d' acqua. Un eccesso di acido lo rende più solubile; col raffreddamento d' una simile dissoluzione, saturata a caldo, cristallizza in lunghi aghi esagoni. Cade lentamente in efflorescenza passando allo stato di solfato. Esposto all' azione del calore, perde la sua acqua di cristallizzazione e trasformasi, ad una temperatura più elevata, in gesso ed in solfuro di calcio.

Iposolfito calcico. Lo si prepara come i sali corrispondenti di barite e di stronziana. È solubilissimo nell' acqua. La sua dissoluzione, evaporata ad un calore che non eccede 60°, fornisce col raffreddamento grossi prismi esagoni, trasparenti. All' aria questo sale cade in efflorescenza alla temperatura di 40°. Disciogliesi in un peso d'acqua uguale al proprio, e quando riscaldasi la sua dissoluzione oltre 60°, decomponesi in solfito ed in solfo.

Nitrato calcico. Formasi nell' acqua-madre del nitro. Io l'ho tro-

vato in quantità considerevole nelle acque delle fontane di Stocolma, unitamente ai nitrati potassico e magnesico. Cristallizza difficilmente in lunghi prismi esagoni, attrae prontamente l'umidore atmosferico, disciogliesi nel quarto del suo peso di acqua, ed in ogni proporzione nell' acqua bollente. L' alcoole bollente ne discioglie un peso uguale al proprio. Viene facilmente decomposto colla calcinazione; il residuo, che spande nella oscurità una debole luce e che per ciò fu chiamato *fosforo di Balduino*, è un composto d'ossido nitrico, di acido nitroso e di calce.

Fosfato calcico. È abbondantissimo in natura, e lo si trova sì nel regno minerale, che nelle ossa degli animali, in cui entra come principale parte costituente. L' acido fosforico combinasi in varie proporzioni colla calce.

1.° *Fosfato calcico neutro.* Lo si ottiene versando a goccia a goccia una dissoluzione di fosfato sodico cristallizzato in una dissoluzione di cloruro calcico. Formasi un precipitato semi-cristallino; e, sebbene il fosfato sodico adoprato reagisca alla guisa degli alcali, il liquore nel quale si fece il precipitato è acido, specialmente quando la calce non venne precipitata del tutto. Questo proviene della formazione d' una piccola quantità d' un sottosale calcico. Il precipitato così ottenuto è una polvere cristallina che, veduta sotto il microscopio, sembra composta di piccoli fili le cui estremità si dividono in tre o più fili anche più fini. Dopo la diseccazione è polverosa. Questo sale contiene 21,90 parti d' acqua combinata contenente due volte altrettanto ossigeno che la calce. Disciogliesi facilmente negli acidi, anche in un' acqua carica d' acido carbonico, ed è allo stato di soluzione in quest' ultimo acido che trovasi in varie acque minerali.

2.° *Sottofosfato calcico delle ossa.* Se, in luogo di aggiungere il fosfato sodico al cloruro calcico, lasciando predominare quest' ultimo, come si fece per ottenere il sale neutro, si versa al contrario il cloruro calcico a goccia a goccia nel fosfato sodico, lasciando questo in leggero eccesso, si ottiene un precipitato d' aspetto tutto diverso,

che è gelatinoso, leggero, difficile a lavarsi, e si agglomera come l'allumina. Sotto il microscopio composto, non offre traccia di forma determinata, e non dà alcuna polvere dopo la diseccazione, ma forma de' grumi agglomerati e duri. In questo sale l'acido fosforico è combinato con una volta ed un terzo altrettanta calce, che nel sale neutro. Mettendolo a digerire nell' ammoniaca caustica, questa non gli toglie punto di acido fosforico, e non cangia la sua composizione; e quando disciogliesi del fosfato calcico in un acido, e si versa nella dissoluzione un eccesso d' ammoniaca, si ottiene esattamente lo stesso precipitato. Questa combinazione costituisce principalmente le ossa. Se si discioglie nell' acido idroclorico della polvere d' ossa non calcinate, svolgesi dell'acido carbonico, e la perdita che ne risulta può valutarsi col peso. Calcinando poi un simile peso d'ossa, disciogliendo il residuo nell' acido idroclorico, e precipitando, coll' ammoniaca, il fosfato calcico, poi coll' ossalato ammonico, la calce rimasta nella dissoluzione, si trova che questa calce è esattamente in quantità bastante per saturare l'acido carbonico. Quindi risulta che le ossa non contengono alcun altro grado di saturazione del fosfato calcico salvo quello descritto. Trovasi questo sale anche nel regno minerale; chiamasi in tal caso *fosforite.*

3.° *Fosfato sesquicalcico.* Ritrovasi nel regno minerale, sotto forma d'un fossile cristallizzato in prismi esagoni, e che riceve i nomi di *apatite* e di *morossite* quando forma de' cristalli verdi. In questo minerale, l' acido fosforico è combinato con una quantità di calce ancor maggiore, vale a dire con una volta e mezza altrettanta che nel sale neutro. La colorazione ed il grado di trasparenza di questo fossile sono variabili, e di rado presentasi in masse compatte.

La tendenza che ha l' acido fosforico a combinarsi con un eccesso di calce è sì grande, che, mescendo del fosfato calcico neutro non calcinato con una dissoluzione concentrata di cloruro calcico, e stillando il miscuglio, il fosfato scaccia dell' acido idroclorico, e forma del sottofosfato calcico.

La calce forma coll'acido fosforico un numero di combinazioni maggiore d'ogni altra base. E' probabile che, senza la mobilità dei suoi elementi e senza la proprietà ond'è provveduto di poter soggiacere a piccoli cangiamenti nella sua composizione, il fosfato calcico non potrebbe nell' economia animale e vegetale soddisfare alle funzioni che lo rendono tanto importante. Lo si trova spesso ne' licori animali, sì allo stato di soluzione nell' acido lattico, come nel latte, nel succo delle carni e nell' urina, sì come parte costituente delle materie solide, quali il bianco d' uovo, dalle quali non si può separarlo senza decomporle; in queste combinazioni partecipa della solubilità di tali corpi. È peraltro probabile che non esista del tutto formato in queste materie animali, e che i suoi elementi riuniscansi a scapito di queste materie, e per effetto della distruzione che provano nell' interno del corpo e nel luogo stesso in cui deve agire allo stato di fosfato calcico.

4.° *Bifosfato calcico.* Lo si prepara sciogliendo il sale neutro nell' acido fosforico, idroclorico o nitrico, e facendo evaporare il licore fino al punto di cristallizzazione; il sale cristallizza allora in piccioli fogli o in pagliette. Attrae l' umidore dell' aria, divenendo vischioso e glutinoso ; il suo sapore è acido ; al calore rovente si fonde in un vetro semi-trasparente, insolubile nell' acqua. Meschiato e stillato col carbone in polvere, abbandona il suo eccesso di acido, che viene ridotto allo stato di fosforo. Con tal mezzo d' ordinario si prepara il fosforo; a tal uopo si prepara il bifosfato, trattando il fosfato delle ossa coll' acido solforico, siccome dissi all' articolo del fosfato sodico, con questa differenza, che, in vece di saturare colla soda il licor acido separato dal gesso, lo si evapora a secchezza.

5.° *Sesquifosfato calcico.* Del pari che il surfosfato baritico, il surfosfato calcico ha varii gradi di saturazione che, come il sottofosfato delle ossa, offrono alcune anomalie. Se aggiungesi dell' alcoole a una dissoluzione di fosfato calcico nell' acido fosforico puro, si ottiene un precipitato bianco, che arrossa la carta di tornasole anche dopo essere stato lavato coll' alcoole, e forma dopo la diseccazione una polvere

bianca. Questa è insolubile nell' acqua, da cui viene decomposta in fosfato acido che si discioglie, ed in fosfato neutro che rimane. In questo sursale, la calce è combinata con una volta e mezza altrettanto acido che nel sale neutro, e con due volte altrettanto acido che nel sotto fosfato delle ossa. Ma queste proporzioni non corrispondono colla composizione del surfosfato baritico, il cui primo sale acido contiene una volta ed un terzo altrettanto acido che il sale neutro. Se versasi dell' acido fosforico allungato di acqua sovra un precipitato di fosfato calcico ancor umido, quest'ultimo trasformasi dopo qualche tempo in una massa coerente, vischiosa, glutinosa, che si può tirare in fili, fortemente si attacca a' denti masticandola, ed ha un sapor acido. Mentre diseccasi diviene gialla, semitrasparente, e in fine facile a rompersi e friabile. L'acqua pura la decompone con lentezza in sursale, che si discioglie, ed in sale neutro che rimane. Analizzandola si ritrovò che la sua composizione era identica a quella del surfosfato precipitato coll' alcoole. Ma la sua preparazione, col metodo indicato da ultimo, riesce soltanto se si riscalda l' acido fosforico fino al rovente, poco prima di adoperarlo.

Generalmente si crede che l' acido solforico non possa decomporre il fosfato calcico che fino al punto in cui questo sale viene trasformato in bifosfato; ma tale opinione è erronea, ed il punto, in cui la decomposizione s'arresta, unicamente dipende dal grado di concentrazione del liquore e dalla quantità d' acido solforico adoperata. Se aggiungesi dell'acido solforico concentrato ad una dissoluzione un po' concentrata di surfosfato calcico, formasi un precipitato abbondante, e il fosfato viene quasi decomposto del tutto: di guisa che, adoperando una bastante quantità d'acido solforico, si può separare quasi tutta la calce, tal che il liquore, feltrato e saturato dall' ammoniaca, non viene più precipitato dall' ossalato ammonico. Tuttavolta, l' acido così ottenuto non è scevro del tutto di calce. Evaporandolo in un crogiuolo di platino e riscaldandolo soltanto fino al punto in cui tutto l' acido solforico ne è scacciato, l' acido fosforico che rimane discio-

gliesi facilmente nell' acqua; ma se lo si fa roventare, non si scioglie nell'acqua che dopo un contatto lunghissimo. Facendo digerire il fosfato calcico in un miscuglio d' alcoole e d'acido solforico, il fosfato viene completameute decomposto, e si ottiene un sedimento di solfato calcico ed una dissoluzione d' acido fosforico scevro di calce. Le dissoluzioni del fosfato calcico negli acidi, massime quella nell'acido nitrico, vengono pur decomposte dai sali piombici, particolarmente dal carbonato e dall' acetato; la calce entra allora in combinazione coll' acido nitrico, mentre l' acido fosforico precipitasi col piombo.

Fosfito calcico. È poco solubile nell' acqua. Durante l' evaporazione spontanea della soluzione, il sale cristallizza; e, quando riscaldasi la soluzione, decomponesi in un sale insolubile iridescente, che si precipita, ed in un sursale che resta nella dissoluzione e non cristallizza che difficilmente coll' evaporamento.

Ipofosfito calcico. Sale solubile, deliquescente.

Cloruro calcico. Lo si ottiene precipitando col fluoruro silicico-calcico, una dissoluzione di clorato potassico saturata a caldo. Il sale è solubilissimo, difficilmente cristallizza, e facilmente disciogliesi nell' alcoole. Liquefassi all' aria.

Clorito calcico. Lo si prepara, facendo giungere il cloro gasoso nell' idrato calcico, che assorbe il gas. Sebbene sia questo sale, fra le combinazioni che forma il cloro, una di quelle che preparasi il più di sovente, la sua natura chimica non è ancor ben conosciuta. I chimici francesi ed inglesi lo considerano come una combinazione di cloro e di calce. Welther tentò di provare che, preparato per via secca, contiene un eccesso di base, e che viene decomposto quando lo si tratta coll'acqua, la quale lascia metà della sua calce indisciolta. Dietro i suoi sperimenti, 100 parti d' idrato calcico secco ne assorbono 47 $\frac{1}{3}$ di gas cloro, e la massa secca che ottiensi dopo la saturazione può combinarsi con quattro volte il suo peso d'acqua senza apparir umida. Houtou-Labillardière, al contrario, tentò provare che, adoprando la calce allo stato di idrato completamente saturato di acqua, non si for-

ma più questo sottosale, e la combinazione sciogliesi completamente nell'acqua. Ure espone, in favore della ipotesi che riguarda tale composto come un cloruro di calce e non come un clorito, che la sua soluzione non viene precipitata dal nitrato argentico; ma questo è un errore, e tale combinazione comportasi come i cloriti, de' quali ha il sapore e l'odore. Essa imbianchisce i colori vegetali, si decompone durante l'evaporazione, svolge dell' ossigeno, e lascia del cloruro calcico. Le proprietà che questo sale possede d'imbianchire i colori vegetali, distruggere l'odore che diffondono le materie animali putrefatte, e produrre in generale gli effetti stessi del cloro, lo rendono importantissimo nelle arti. In Inghilterra, lo si prepara in grandissime quantità, ad uso degli imbianchitori di tela, e vi si conserva allo stato secco. Per servirsene, lo si discioglie nell' acqua; imbianchisce perfettamente bene. Prima di imbianchire le tele col clorito calcico, si mondano con liscive dai corpi grassi che contengono.

Questo sale, mesciuto col bisolfato potassico in polvere, offre un ottimo metodo per fare delle fumigazioni nelle malattie contagiose; basta a tale uopo umettare il miscuglio. Sefstroem descrisse, negli Annali della società medica di Svezia, l'uso vantaggioso che si può farne nei casi di ulceri maligne. Lavando colla soluzione di questo sale le parti infette, i cadaveri, ec., l'odore sparisce in pochi minuti.

Iodato calcico. E' poco solubile. Una parte di questo sale si discioglie in 400 parti d'acqua fredda e in 100 d'acqua bollente. Sui carboni ardenti ed esposto all'azione del calore, comportasi come il sale baritico.

Carbonato calcico. E' molto più abbondante in natura di ogni altro sale; incontrasi allo stato di pietra da calce, di marmo, di marna, di conchiglie, ec. Spessissimo è cristallizzato in rombi; ma, in generale, la sua forma cristallina è molto varia. E', per così dire, insolubile nell'acqua, e nulla contiene di acqua combinata. Fortemente calcinato al contatto dell'aria, perde il suo acido e divien caustico; ma, calcinato in vasi chiusi, o ridotto in polvere bene ammucchiata, prova

una semi-fusione e non abbandona il suo acido carbonico alla temperatura necessaria per iscacciare quest'acido nelle circostanze ordinarie. Disciogliesi in un'acqua carica d'acido carbonico, e forma con questo un sale acido che incontrasi in tutte le nostre acque di sorgente, le quali così acquistano la proprietà di esercitare reazioni acide sulla tintura di tornasole e reazioni alcaline sull'infusione di Fernambuco. Quando l'acido carbonico si evapora a poco a poco, la maggior parte del sale deponesi in piccoli cristalli trasparenti, che aderiscono al vetro. Phillips fece osservare che alcune acque ferruginose, le quali non contengono punto di carbonato calcico, non reagiscono sull'infusione di noce di galla, quando è piccola la quantità del ferro. Mescendo gran quantità d'acqua stillata con piccola dose d'un sale ferrico e versando poscia una infusione di noce di galla in questa dissoluzione, non avviene alcun mutamento; ma aggiungendo al miscuglio un po' d'acqua di sorgente, o una soluzione di calce nell'acqua carica d'acido carbonico, la reazione si manifesta immantinente, e il licore diviene dapprima porporino, indi nero a poco a poco. Se si precipita una soluzione di cloruro calcico con un carbonato alcalino, il carbonato calcico si separa in fiocchi voluminosi, che si riducono, dopo alcuni istanti, in una polvere farinosa finissima, e composta di piccoli grani cristallini rotondi; dopo il lavacro e la diseccazione, questa polvere è dolcissima al tatto e nulla coerente. Agitandola nell'acqua stillata, se ne discioglie una piccola quantità dietro gli sperimenti di Buchholz, e il licore s'intorbida allorchè ci si aggiunge dell'ossalato potassico; però al carbonato calcico occorrono 16 a 24 mille volte il suo peso d'acqua per disciorsi. Il carbonato calcico trovasi frequentissimamente nella cenere delle materie vegetali. Entra come parte principale costituente nelle concrezioni urinarie degli animali erbivori.

Carbonato calcico-sodico. Si trovò questo sale sotto forma cristallina a Merida in America. Venne scoperto da Boussingault, il quale, considerandolo come un minerale, diedegli il nome di *Gay-lussite*

in onore di Gay-Lussac. Secondo l'analisi di Boussingault, è composto di 31, o parti di carbonato calcico, 34, 5 di carbonato sodico e 34,5 d'acqua. Le due basi contengono la stessa quantità d'ossigeno, e l'acqua ne contiene sei volte altrettanto di ciascuna base. Finchè questo sale conserva la sua acqua di cristallizzazione, non viene decomposto dall'acqua; ma allorchè se ne spoglia mediante il calore, l'acqua scioglie il carbonato sodico, lasciando il carbonato calcico. Secondo Berthier, si può ottenere questa combinazione col fondere insieme i due sali.

Per opinione dello stesso chimico, il carbonato calcico combinasi pure al solfato sodico colla fusione, e reciprocamente, il solfato calcico col carbonato sodico. Infine, si può anche unirlo al cloruro calcico colla fusione a dolce calore.

Carbonato calcico-baritico. In questo sale doppio, cristallizzato in prismi obliqui, l'acido carbonico è ugualmente scompartito fra le due basi. Si ritrova in natura, ma si pervenne a prepararlo ne' laboratoi. I mineralogisti lo dissero *barito-calcite.*

Carbonato calcico e carbonato stronzico. Si trovano combinati nel minerale conosciuto sotto il nome di *arragonite*, che principalmente consiste in carbonato calcico; la proporzione di carbonato stronzico di rado giunge oltre il tre per cento, e spesso non è che d'uno per cento. La sua forma cristallina non può essere derivata dalla forma ordinaria del carbonato calcico, e riscaldandolo, esso perde dapprima la sua limpidezza, diviene d'un bianco di latte, abbandonando un po' d'acqua, e poscia cade in polvere, spesso con un movimento fortissimo. Tali fenomeni sono tanto più sensibili quanto è maggiore la quantità di stronziana contenuta in questo sale doppio. Il carbonato calcico che si depone nelle acque di sorgente che contengono della stronziana (come l'acqua di Carlsbad) è della stessa natura.

Ossalato calcico. È insolubile nell'acqua, e si discioglie in piccola quantità in un eccesso di acido. Disciogliesi pure negli acidi nitrico e idroclorico. Contiene 12,22 per 100 di acqua, il cui ossigeno è in

quantità uguale a quel della base; quest'acqua può esserne scacciata mediante il calore. L'acido ossalico ha maggiore affinità per la calce, che per ogni altra base; e reciprocamente, la calce ha per l'acido ossalico maggiore affinità che per ogni altro acido. Ne risulta che questo sale non è decomponibile da altre basi, nè da altri acidi. I carbonati alcalini lo decompongono colla digestione; gli alcali si combinano coll'acido ossalico, e lasciano la calce allo stato di carbonato. La potassa o la soda caustiche, in soluzioni concentrate, non decompongono l'ossalato calcico che parzialmente. Spesso s'incontra questo sale nel regno vegetale; trovasi, per esempio, nel *semprevivo maggiore*, e molte specie di lichene ne contengono quantità considerevoli. Entra talvolta nella composizione delle concrezioni urinarie degli animali. Scaldato fino a 150°, questo sale diviene sì fattamente elettrico al minimo contatto, che l'azione delle sue proprie forze ripulsive e attrattive basta a gettarlo fuori del vase. Conserva questa proprietà dopo il raffreddamento, ma la perde coll'umidità.

Borato calcico. È insolubile nell'acqua, fondesi e si vetrifica per effetto del calore. Questo sale precipitasi versando l'acqua di calce in una soluzione di borace; per ciò è necessario avvertire di non prendere per fosfato o carbonato calcico ogni precipitato prodotto dall'acqua di calce nella soluzione d'un sale a base alcalina.

Silicato calcico. S'incontra in natura allo stato cristallizzato: i mineralogisti lo dissero *spato in tavole.* In questo sale, l'ossigeno dell'acido è doppio di quel della base. Trovasi pure nel regno minerale un'altra combinazione di calce e di acido silicico, nella quale l'acido silicico contiene tre volte altrettanto ossigeno che nel silicato calcico; ma questa combinazione non trovasi cristallizzata, e può anche non essere che un accidentale miscuglio. Già dissi, trattando del silicato sodico, che il silicato calcico entra nella composizione del vetro.

Silicato calcico e silicato potassico. Formano insieme un minerale cristallizzato, conosciuto sotto il nome di *apofillite* o *ittioftal-*

ma. Contiene 16 per 100 d'acqua di cristallizzazione. Nel silicato potassico l'acido contiene sei volte, e nel silicato calcico, tre volte altrettanto ossigeno della base.

Acetato calcico. Cristallizza in aghi di lucentezza setacea, fiorisce facilmente, e non si altera all'aria d'avvantaggio. A 100°, riducesi in una polvere salina bianca, che nulla d'acqua contiene. Disciogliesi facilmente nell'acqua, men facilmente nell'alcoole.

Tartrato calcico. È un sale pochissimo solubile nell'acqua, che diviene un po' più solubile mediante un eccesso di acido e può ottenersi cristallizzato, ma senza eccesso di acido. Quando si preparano de' tartrati doppi saturando con un' altra base l'acido libero del tartaro, il tartrato calcico, contenuto nel tartaro, rimane spesso nella dissoluzione, e cristallizza dopo l'evaporamento in lunghi cristalli filiformi. Se lo si sciolga nell'acido idroclorico allungato, e si saturi poscia l'acido coll'ammoniaca caustica, esso non si precipita; ma dopo alcune ore trovasi cristallizzato in piccioli ottaedri allungati sulla parete interna del vetro. Contiene 27,42 per 100 di acqua, il cui ossigeno è quadruplo di quello della base. Se versisi la potassa caustica sul tartrato calcico, o mescasi il tartrato potassico coll'idrato calcico, ottiensi una dissoluzione che intorbidasi allorchè si riscalda, e la quale, arrivata ad un certo grado di concentrazione, rappigliasi in una massa gelatinosa, molto consistente, così che il vase può rovesciarsi senza che se ne stacchi; col raffreddamento diviene ancor limpida e trasparente.

Tartrato sodico-calcico. Lo si ottiene precipitando col cloruro calcico una dissoluzione di tartrato sodico-potassico. Questo sale doppio è poco solubile nell'acqua.

Pirotartrato calcico. E' poco solubile e deponesi dopo qualche tempo, mescendo il sale potassico con una soluzione di cloruro calcico. È più solubile in un eccesso di acido.

Citrato calcico. E poco solubile nell'acqua, si ridiscioglie in un eccesso di acido, e cristallizza quando si evapora la dissoluzione. Conservandola in un luogo umido, il sale si decompone, si ammuffa e lascia

del carbonato calcico. Se si fa digerire il citrato calcico coll' acqua, questa ne scioglie $\frac{1}{500}$ del suo peso, acquista un sapor nauseabondo e la proprietà di ritornare azzurra la carta di tornasole arrossita dall' aceto.

Malato calcico. 1.° *Malato neutro.* E' poco solubile nell' acqua. Una dissoluzione bollente fornisce col raffreddamento piccioli grani cristallini. Questo sale richiede per la sua dissoluzione 147 parti d'acqua fredda e 65 parti d' acqua bollente. Se mettasi maggior quantità di malato che non può l' acqua disciorne, e si faccia bollire il licore, l'eccesso di sale si fonde in una massa resinosa. Secondo Grotthuss, il malato calcico disciogliesi facilmente nell' acqua che contiene altri sali, come il nitro, il sale ammoniaco, il cloruro calcico, il sal marino, ec.

2.° *Surmalato calcico.* Si ottiene soprassaturando di acido il sale neutro. Diseccasi in una vernice translucida, che si distingue dagli altri sali calcici ad acido vegetale, per la facilità con cui si discioglie nell' acqua e per la sua insolubilità nell' alcoole. Somiglia alla gomma pel suo aspetto, e il suo colore è d' un giallo chiaro, talvolta brunastro. S' incontra in diverse piante, per esempio, nel semprevivo maggiore ed in alcune specie del genere *Sedum.* Ciò che dicemmo non si riferisce che al sale tratto dalle piante; secondo Braconnot, quello che si prepara coll' acido, cristallizza in prismi esagoni.

Malato potassico-calcico. Secondo Braconnot, lo si prepara aggiungendo un po' di potassa caustica ad una soluzione tepida di malato calcico neutro. Precipitasi allora un sottosale doppio e resta nella soluzione un sursale che si disecca in una massa gommosa.

Malato ammonico-calcico. Si forma quando si mesce il sale calcico col malato ammonico e si evapora il miscuglio; si volatilizza un poco d' ammoniaca e rimane un sursale doppio gommoso.

Benzoato calcico. Cristallizza in aghetti di lucentezza setacea, cade in efflorescenza all' aria secca, facilmente disciogliesi nell' acqua e possede un sapor acre e dolciastro. Il miglior metodo per prepararlo è far

digerire il belgivino in polvere coll' acqua e con creta, ridotta in polvere fina colla levigazione.

Gallato calcico. E' insolubile nell' acqua.

Mucato calcico. Lo stesso.

Piromucato calcico. E' poco solubile, e cristallizza in piccioli aghetti che non si alterano all' aria.

Succinato calcico. E' poco solubile nell' acqua, cristallizza in aghetti e non si altera all' aria.

Formiato calcico. Forma alcuni cristalli inalterabili all'aria, che si riducono in una polvere bianca, quando si espongono in luogo caldo; disciogliesi in otto parti d' acqua fredda.

Seleniato calcico. Somiglia tanto al gesso, che è impossibile distinguernelo a prima vista. In fatti, cristallizza com'esso, possede lo stesso grado di solubilità, e contiene 16,4 per 100 di acqua, il cui ossigeno sta a quel della base come 2 : 1, appunto come nel gesso.

Selenito calcico. 1.° *Selenito neutro.* È poco solubile e si precipita quando si tratta il carbonato calcico coll' acido selenioso. Allo stato secco, è cristallino e dolce al tatto, assolutamente come il carbonato calcico ottenuto colla precipitazione. Entra in fusione al calor rovente ed allora intacca il vetro fortemente; nel tempo stesso producesi un rigonfiamento, dopo il quale la massa del vetro, e non già quella del sale, riempiesi di bolle che a poco a poco si allargano, e perforano il vetro, così che il sale fuso goccia dalle aperture. Questo fenomeno notabile, che io non saprei spiegare in modo soddisfacente, è pure prodotto da' seleniti magnesico e manganoso.

2.° *Biselenito calcico.* Disciogliesi nell' acqua, e cristallizza in prismi, inalterabili all' aria, che perdono l' eccesso di acido quando calcinansi, o trattansi coll' ammoniaca caustica.

Arseniato calcico. Lo si ottiene come il sale baritico, osservando le precauzioni stesse nel prepararlo. La natura ci offre questo sale in istato di piccioli aghi, o in istato di massa confusa. Trovasi allora assai spesso colorito in rosa dall' arseniato cobaltico. In mineralogia è

conosciuto sotto il nome di *farmacolite*; lo si incontra di rado. Questo sale contiene 24 per 100 d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della base come 3 : 1.

Biarseniato calcico. È solubile nell'acqua e cristallizzabile.

Arseniato sesquicalcico. È insolubile e puossi ottenerlo precipitando coll'ammoniaca la dissoluzione del sale neutro. L'acido arsenico vi è combinato con una volta e mezzo altrettanta base che nell'arseniato neutro. Quest'acido non forma colla calce sali a gradi di saturazione si svariati, come l'acido fosforico.

Arseniato calcico. É insolubile, specialmente allorquando la calce si trova in eccesso. Per le sperienze di medicina legale, è necessario avvertire che questo sale non viene precipitato quando il licore contiene sali ammonici; e, secondo Gieseke, il sale già precipitato viene sciolto dal nitrato, dal solfato e dal cloruro ammonici; il carbonato e il fosfato ammonici, al contrario, lo decompongono senza disciorlo. L' arsenito calcico precipitato contiene dell' acqua combinata, e facilmente disciogliesi negli acidi.

Cromato calcico. È solubilissimo nell' acqua, e fornisce coll'evaporazione delle pagliette cristalline, di lucentezza setacea e di colore bruno-giallastro.

Molibdato calcico. Questo sale precipitasi mescendo un sale calcico solubile con un molibdato alcalino. È insolubile nell'acqua.

Tunstato calcico. Lo si ottiene come il precedente. La natura ce l'offre allo stato cristallizzato. Cronstedt, che lo scoperse, a cagione del suo peso, diedegli il nome svedese di *tungsten* (pietra pesante); donde l'appellazione di tunsteno data dai chimici francesi ed inglesi al metallo.

Antimoniato calcico. È pochissimo solubile nell' acqua, e forma, quando si ottiene pe: doppia decomposizione, una polvere farinosa, cristallina, che si depone ed attaccasi al fondo e alle pareti del vase, assolutamente come il carbonato calcico.

Antimonito calcico. È insolubile.

Tellurato calcico. Lo stesso.

Tantalato calcico. Del pari. Si incontra nel regno minerale combinato co' tantalati ferroso e manganoso.

Un *surtitanato calcico* combinato col silicato *calcico*, forma un minerale cristallizzato, conosciuto sotto il nome di *sfeno* o *titanite*. Contiene, secondo L. Gmelin, 33, 5 parti di calce, 28,5 parti d'acido titanico e 38 parti d'acido silicico.

C. *Solfosali di calcio.*

Solfoidrato calcico. Lo si ottiene sciogliendo l'idrato od il solfuro calcici nel solfido idrico. Ad un certo grado di saturazione, l'assorbimento del gas si arresta, anche quando ci rimane dell'idrato non disciolto, ed è allora mestiero rimescere costantemente il licore per fargli assorbire nuova quantità di gas. La dissoluzione così ottenuta non cristallizza nel vuoto, nè quando si evapora in uno spazio riempito di gas idrogeno. Si può ridurla ad un grado elevato di concentrazione; ma dacchè il sale tende a deporsi, svolgesi del gas solfido idrico, e cristallizza del solfuro di calcio in prismi di lucentezza setacea. Diseccando la massa salina, rigonfiasi durante la diseccazione, per effetto del gas che si svolge, ed ottiensi una massa di solfuro di calcio confusamente cristallizzata, donde il cloruro manganoso non isviluppa la minima traccia di solfido idrico. Se fassi passare il solfido idrico attraverso l'idrato calcico, il gas viene assorbito, si forma del solfuro di calcio, la massa diviene umida, e l'acqua resa libera contiene in soluzione del solfoidrato calcico; ma per quanto si faccia giungere il gas attraverso la massa, non mai si perviene a trasformare in solfoidrato il solfuro di calcio solido. Sembra dunque che questo sale non possa ottenersi sotto forma solida. Se mescesi una dissoluzione saturata di cloruro calcico con una soluzione concentrata di solfoidrato potassico, formasi un precipitato mucilagginoso, e svolgesi del gas solfido idri-

co con effervescenza. La soluzione non fornisce cristalli di solfoidrato, nè meno quando sia esposta al freddo. Evaporando il solfoidrato calcico in una atmosfera priva di gas acido carbonico, si ottengono dei lunghi prismi gialli, che sono un bisolfuro di calcio.

Solfocarbonato calcico. Il miglior metodo di prepararlo è quello di mescere il solfuro di calcio (ottenuto decomponendo il gesso col carbone), con un po' d' acqua e di solfido carbonico in eccesso, e far digerire il miscuglio in un fiasco che ne deve esser pieno e ad una temperatura di 30° , finchè tutto il solfuro di calcio rimanga disciolto. Formasi una soluzione d' un rosso carico, che diviene più intenso quando conservasi in fiaschi otturati. Evaporata nel vuoto, fornisce una massa salina d' un bruno-giallastro, che offre sensibili tracce di cristallizzazione; questa massa diviene d' un giallo-cedro chiaro quando diseccasi del tutto, e ripiglia la primitiva sua tinta quando assorbe l' umidità. Ridisciolta nell' acqua, lascia un residuo giallo-arancio, che è un sottosale; questo ha un sapore più epatico, e formasi tutte le volte che, nella preparazione del sal neutro, non adoprasi un eccesso di solfido carbonico. Il sale neutro disciogliesi nell' alcoole; viene decomposto coll' ebollizione, e fornisce un sedimento di carbonato calcico.

Solfocianidrato calcico. Formasi allorchè decomponesi il sale ammonico coll'acqua di calce, usando le precauzioni indicate quando parlammo del sale potassico. Evaporato nel vuoto, fornisce una massa trasparente , gommosa , che attrae prontamente l' umidore dell' aria.

Solfarseniato calcico. 1.° *Solfarseniato neutro.* Somiglia perfettamente al sale baritico, e si disecca in uno sciloppo trasparente, poco colorito, che ingiallisce sulle estremità quando l'evaporazione spontanea si prolunga, e s' indura in fine trasformandosi in una massa gialla, opaca, la quale abbandona la sua acqua a 60° ; all' aria riprende l'acqua perduta, gonfiasi nel tempo stesso, fendesi e si distacca dal vetro.

Una dissoluzione della consistenza di sciloppo venne esposta per

più giorni ad un freddo di — 10° , senza fornire cristalli, nè congelarsi.

2.° *Solfarseniato sesquicalcico.* È solubilissimo nell'acqua e non cristallizza. Ha origine quando si fa digerire il sale neutro con un eccesso di solfuro di calcio e si evapora la soluzione feltrata. Lo si ottiene pure versando dell'alcoole nella dissoluzione; in quest'ultimo caso, deponesi sotto forma scilopposa o polverosa, secondo la quantità d'acqua combinata ch'esso contiene. Il solfarseniato neutro disciogliesi nell'alcoole, e non fornisce un sottosale che quando la soluzione ne contiene. Non si potè procurarsi il bisolfarseniato calcico, nè mediante l'alcoole, nè mediante la ebollizione con un eccesso di solfido arsenico. Al calore rovente, il sale neutro, sottomesso alla distillazione, fornisce un residuo senza colore, che sembra essere un sale surbasico anidro. Calcinato al contatto dell'aria, si decompone e forma una massa di gesso, il cui peso è uguale a quello del sale adoprato; ma tale decomposizione si opera difficilissimamente; e dopo una calcinazione prolungata il residuo contiene tuttavia del solfido arsenico.

Solfarsenito calcico. Il miglior metodo di prepararlo è far macerare il solfido arsenioso coll'idrato calcico e coll'acqua; l'arsenito calcico che formasi nel tempo stesso, rimane senza disciorsi. La dissoluzione è senza colore e fornisce coll'evaporazione spontanea piccioli cristalli penniformi di sottosale, fra' quali il sale neutro diseccasi in una massa bruna, per niente cristallina. Il sale neutro combinasi, mediante la macerazione, con una maggior quantità di solfido arsenioso, e divien giallo, ma non tarda a deporsi una polvere bruna. Se allora lo si abbandona all'evaporazione spontanea, a poco a poco diviene d'un rosso bruno chiaro; e lascia, quando si tratta coll'acqua, dell'iposolfarsenito calcico, mentre si discioglie del solfarseniato. Se, prima di evaporarla, si precipita questa dissoluzione coll'alcoole, il precipitato che ottiensi diviene bruno dopo alcuni istanti. Se aggiungesi dell'alcoole alla dissoluzione feltrata d'un sale con eccesso di solfuro calcico, formasi un precipitato bianco, composto di 29,80 parti di sol-

furo calcico, 33,55 di solfido arsenioso e 36, 65 d'acqua; quindi si vede che ne' sottosolfarseniti i radicali del solfido e della base sono nelle proporzioni relative medesime, che ne'solfarseniati e negli arseniati. L' acqua di questo sale contiene una quantità d' ossigeno quintupla di quella che sarebbe necessaria per trasformare il calcio in calce. La dissoluzione alcoolica non contiene bisolfarsenito, ma solfarsenito neutro.

Iposolfarsenito calcico. E' una polvere bruno-rossastra, insolubile nell' acqua.

Solfomolibdato calcico. Preparato come il sale baritico, fornisce del pari un sale soprassaturato, che cristallizza durante il raffreddamento della dissoluzione bollente, feltrata ancor calda. E' formato di aghetti cristallini, trasparenti, fini, corti, brillanti, d' un rosso di cinabro, che non si alterano all' aria, nè quando riscaldansi fino a 100°. L'acido idroclorico gli annera, poichè ne separa del solfido molibdico.

Il licore freddato in cui questi cristalli ebbero origine, fornisce coll' evaporazione una nuova quantità di cristalli, e ciò che rimane da ultimo è la combinazione neutra che si disecca in una vernice translucida d' un rosso carico.

Ipersolfomolibdato calcico. Non si precipita quando si mesce il sale potassico col cloruro calcico. Ma se si aggiunge dell' alcoole al miscuglio, il licore s' intorbida leggermente, e, dopo dodici ore, depone una polvere rossa di cinabro, poco solubile nell' acqua.

Solfotunstato calcico. Lo si ottiene come il sale baritico e il sale stronzico. Diseccasi in una massa giallo-pallida, disciogliesi facilmente nell' acqua ed in piccola quantità nell' alcoole. Con un eccesso di solfido forma una combinazione bruno-rossastra, che non cristallizza più del sale neutro. L' ammoniaca forma nella dissoluzione di questo sale un precipitato giallo-chiaro, polveroso, che è un sale basico.

Solfotellurato tricalcico. Lo si prepara come il sale stronzico. Diseccasi in una massa gialla, non cristallina, che si decompone prontamente all' aria.

VIII. *Sali di magnesio.*

I sali di magnesio hanno un sapor amaro e disaggradevole, che differisce del tutto da quello degli altri sali. Alla temperatura ordinaria non vengono precipitati dai bicarbonati alcalini, e non lo sono che incompletamente dai carbonati. L'ammoniaca versata nella dissoluzione d'un sale di magnesio neutro, ne precipita una parte della magnesia, e la quantità del precipitato dipende da quella dell' ammoniaca in eccesso che si è adoperata. Le dissoluzioni allungate a cui si aggiunse una certa quantità d' un acido o d' un sale ammoniaco, non vengono precipitate dall' ammoniaca caustica, a meno che non se ne metta un grandissimo eccesso. Il migliore reagente per iscoprire la magnesia, è il sottofosfato ammonico, come farò vedere parlando del fosfato ammonico-magnesico. I sali di magnesio, calcinati al cannello con un po' di nitrato cobaltico, divengono di un rosa pallido quando nel tempo stesso non contengono un' altra base.

A. *Sali aloidi di magnesio.*

Cloruro magnesico (muriato di magnesia). Lo si ottiene allo stato anidro facendo passare il gas cloro o l' acido idroclorico gasoso sulla magnesia riscaldata alla temperatura rovente. Nel primo caso, svolgesi dell' ossigeno, nel secondo dell' acqua. Lo si ottiene pure, riscaldando in una storta un miscuglio intimo di magnesia col doppio del suo peso di sale ammoniaco. Versando l' acqua su questo sale, riscaldasi molto e si scioglie; ma non si può diseccarlo senza decomporlo. Per via umida si prepara, sì disciogliendo la magnesia nell' acido idroclorico, e sì facendo un miscuglio di due parti di solfato magnesico con una parte di sale marino, disciogliendolo in quattro parti e mezza d'acqua bollente, e svaporando il licore finchè non ne restino che quattro parti, dopo di che esponesi la dissoluzione

ad un freddo di — 3o. Il solfato sodico cristallizza, mentre il cloruro magnesico rimane disciolto. E' uno de'sali più deliquescenti, e riesce difficilissimo farlo cristallizzare. I cristalli affettano la forma di aghi, e contengono 39, 43 per 100 di acqua, il cui ossigeno è quintuplo di di quello ch'esigerebbe il magnesio per convertirsi in magnesia. Il suo sapore è amaro. Richiede per disciorsi 0,273 parti in peso d'acqua bollente; 0,658 d'acqua fredda, e due parti d'alcoole. Durante la diseccazione, abbandona una parte del suo acido, e quasi tutto sfugge quando riscaldasi fino al rovente. Calcinato in una storta, fornisce un residuo che si riscalda alquanto, quando si versa sopra dell' acqua, ed il quale contiene tuttavia un po' di cloro, ma non si discioglie minimamente nell' acqua. Si adoperò talvolta questo sale nell' analisi dei minerali per separare la calce dalla magnesia; a tal uopo discioglieansi le terre nell' acido idroclorico, evaporavasi la dissoluzione, e si faceva roventare la massa salina; trattando il residuo coll' acqua, la magnesia restava senza disciorsi. Ma questo metodo non è abbastanza esatto. Le acque del mare e di molte sorgenti contengono del cloruro magnesico in dissoluzione.

Cloruro magnesico-potassico. Questo sale cristallizza, in una dissoluzione concentrata de' due sali, sotto forma di ottaedri irregolari, che contengono dell' acqua di cristallizzazione. In questo sale doppio il cloruro magnesico contiene due volte altrettanto cloro che il cloruro potassico; l' acqua di cristallizzazione contiene sei volte altrettanto ossigeno che ne occorrerebbe per ossidare le due basi. Viene decomposto dall' acqua. All' aria, il cloruro magnesico liquefassi e si separa del cloruro potassico, che rimane sotto forma polverosa.

Cloruro magnesico-ammonico. E' un sale doppio cristallizzato, che non si altera all' aria, e richiede sei parti di acqua per disciorsi.

Bromuro magnesico. E' un sale deliquescente che, al pari del cloruro, abbandona un po' d'acido idrobromico durante l'evaporazione e passa allo stato di sottosale.

Ioduro magnesico. Non lo si conosce che combinato coll' acqua:

Cristallizza difficilmente, liquefassi all'aria, e si decompone, durante la diseccazione, producendo dell' acido idriodico e della magnesia. Se aggiungasi dell'iodato magnesico ad una dissoluzione di questo sale, formasi un precipitato d'un bruno-cremisino, che si riguardò come composto d'iodo e di magnesia, ma che può anche essere un miscuglio di magnesia e di biioduro di magnesio. Se scaldasi questo precipitato, dopo averlo seccato, svolge dell'iodo, e lascia della magnesia. Facendolo bollire coll'acqua, si ottiene dell'iodato e dell'ioduro magnesici, e rimane un po' di magnesia non disciolta.

Fluoruro magnesico. Non si discioglie, nè nell'acqua, nè in un eccesso di acido idrofluorico. Non viene decomposto dal calore rovente.

Fluoruro borico-magnesico. E' solubilissimo nell' acqua e cristallizza in grossi prismi quando si evapora la sua dissoluzione ad un dolce calore. Il sapore n'è amaro come quello della maggior parte de'sali di magnesio.

Fluoruro silicico-magnesico. E' un sale solubilissimo, che forma coll' evaporazione una massa trasparente gommosa, che si discioglie senza residuo. Il regno minerale ci offre una combinazione del fluoruro magnesico-basico col silicato magnesico; si conosce sotto il nome di *condrodite.*

Fluoruro titanico-magnesico. Disciogliesi facilmente nell' acqua; la sua dissoluzione, abbandonata allo svaporamento spontaneo, cristallizza in lunghi aghi, che non si ridisciolgono completamente nell' acqua.

Fluoruro tantalico-magnesico. Viene decomposto coll' evaporamento, e depone una combinazione poco solubile, la cui composizione è ancor ignota.

Cianuro magnesico. Formasi colla dissoluzione dell' idrato magnesico nell' acido idrocianico. Non si conosce sotto forma solida; il calore durante l' evaporazione e l' acido carbonico dell' aria lo decompongono.

B. *Osssali di maginesio.*

Solfato magnesico. (Sale amaro, sale d' Inghilterra, di Seidlitz, di Epsom). Lo si trova nell' acqua del mare ed in diverse sorgenti, per esempio, ad Epsom in Inghilterra, a Seidlitz in Boemia; lo si estrae da queste acque colla evaporazione. Il solfato magnesico del commercio si umetta facilmente all' aria, poichè contiene del cloruro magnesico. Il sale purificato forma de' prismi rettangolari a quattro piani, e tende alquanto a cadere in efflorescenza. Haidinger e Mitscherlich fecero vedere che, quando questo sale cristallizza sotto 15°, si ottengono i cristalli già ricordati, i quali appartengono al sistema prismatico, mentre quando la cristallizzazione si opera ad una temperatura di 25 a 30°, i cristalli hanno tutt'altra forma, che appartiene al sistema emiprismatico. Nei due casi, la quantità d' acqua di cristallizzazione è la stessa; ma riscaldando fino 51°, 5 i cristalli ottenuti a 30°, divengono essi ad un tratto opachi e friabilissimi, senza perdere la loro acqua di cristallizzazione; nel tempo stesso le loro molecole acquistan la forma che spetta al sistema prismatico (vedi solfato nichelico). Cento parti d'acqua a zero ne disciolgono 25, 76 del sale cristallizzato, e per ogni grado sopra lo zero l'acqua ne piglia 0, 47816 parte di più. Al fuoco, fondesi dapprima nella sua acqua di cristallizzazione, poi si disecca; ad un'altissima temperatura, si fonde in uno smalto. Contiene 0, 5122 d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quel della base come 7 : 1. Se versinsi quattro parti di acido solforico fumante di Nordhausen sopra una parte di magnesia caustica, e prontamente si rimesca il miscuglio, la massa riscaldasi fino al rovente, secondo Westrumb. La terra calcinata non si discioglie che lentissimamente nell' acido solforico allungato. Questo sale è d' un uso frequente in medicina: fra i sali, è il miglior lassativo. Gran parte del solfato magnesico che si trova in commercio perviene da Nizza

d'Italia; lo si estrae dagli schisti di magnesia siliciferi che nel tempo stesso contengono del solfuro di ferro; a tale effetto si arrostono, si espongono qualche tratto all'aria, e si liscivano; dopo di che si fa cristallizzare il sale. Il solfato magnesico, così ottenuto, viene posto in commercio ed usasi in medicina; però è impurissimo. Se, per esempio, si aggiunga piccola quantità di potassa alla dissoluzione di questo sale, formasi un precipitato verdastro che ingiallisce all'aria ed è un ossido ferrico. Facendo passare del gas solfido idrico attraverso la soluzione, si ottiene un lieve precipitato di solfuro di rame, nero o bruno. Questi precipitati provengono dalla pirite di ferro e dai minerali di rame, che trovansi seminati negli schisti magnesiferi. Per privare il sale di tali impurezze è d'uopo calcinarlo qualche tempo al rosso nascente ed esporlo all'aria; con tal mezzo i sali di ferro e di rame vengono decomposti unitamente ad una piccolissima porzione del sale magnesico; trattasi il residuo coll'acqua bollente e si fa cristallizzare il sale. E' puro quando la sua soluzione non acquista una tinta porpora o nera colla infusione di noce di galla. L'acqua-madre dell'allume contiene eziandio una grande quantità di solfato magnesico, e Bergman avea enunciato che la estrazione d'una sola miniera di allume potrebbe fornire solfato magnesico a tutta Europa. Ma sembra che Bergman si fosse ingannato riguardo alla quantità di questo sale contenuto nell'acqua-madre dell'allume; poichè l'estrazione di esso stabilita in una fabbrica d'allume in Isvezia, venne abbandonata ben tosto, essendo il prodotto scarsissimo. Se aggiungesi un grande eccesso d'ammoniaca a una dissoluzione di solfato magnesico, precipitasi un idrato granelloso, che contiene 1,6 per cento di acido solforico, di che non si può liberarlo lavandolo. Sarebbe fors'esso un sale basico?

Solfato potassico-magnesico. Si ottiene questo sale doppio sciogliendo nell'acqua due parti di solfato potassico ed una di solfato magnesico, ed evaporando il liquore per farlo cristallizzare. I cristalli

di questo sale doppio hanno una forma complicatissima ; non si alterano all' aria, e contengono 26, 7 per 100 d' acqua, il cui ossigeno sta a quello delle basi come 6 : 1. L'acido vi si trova ugualmente scompartito fra le due basi.

Solfato sodico-magnesico. Cristallizza in romboedri, non si altera all'aria, crepita quando riscaldasi, e non entra in fusione. Questo sale contiene 29 per cento d' acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello di ciascuna base come 6: 1. E' solubile in tre parti d' acqua fredda.

Solfato ammonico-magnesico. La magnesia ha molta tendenza a formare de' sali doppii coll' ammonio. Se mescasi una dissoluzione saturata di solfato magnesico con una dissoluzione saturata di solfato ammonico, precipitasi un sale in piccoli cristalli. Se mesconsi i sali in dissoluzioni men concentrate, il sale doppio rimane disciolto, ed evaporando la soluzione, si ottengono de' cristalli che hanno la forma stessa di quelli del sale doppio potassico. L'acido vi è ugualmente scompartito fra le basi, ed il sale contiene 38 per cento di acqua, il cui ossigeno sta a quello della magnesia come 8 : 1.

Iposolfato magnesico. Cristallizza, sebbene difficilmente, in cristalli regolari, che sono inalterabili all' aria, e si disciolgono alla temperatura di 13° in 0,85 parte d' acqua. Contengono 36, 77 per cento di acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quel della terra come 6 : 1.

Solfito magnesico. E' un sale poco solubile, di sapore terroso, poco salato, ingrato, solforoso. Si altera lentamente all' aria di cui assorbe l' ossigeno. Disciogliesi in un eccesso d' acido solforoso; la soluzione fornisce, coll' evaporazione, cristalli trasparenti. Il sale cristallizzato disciogliesi in 20 parti di acqua fredda ed in meno di acqua bollente; la dissoluzione assorbe prontamente dell' ossigeno, ed all' aria i cristalli all' esterno riduconsi in polvere. Riscaldando i cristalli, perdono dapprima la loro acqua di cristallizzazione, poi la massa diviene molle e flessibile come gomma. Se espon-

gasi il sale in vasi chiusi ad una temperatura più elevata, l'acido solforoso si volatilizza, e la terra rimane allo stato di purezza.

Solfito ammonico-magnesico. Lo si ottiene mescendo le dissoluzioni de' due sali, oppure saturando coll' ammoniaca una dissoluzione acida del sale precedente. I cristalli sono trasparenti e poco solubili nell' acqua.

Iposolfito magnesico. Si prepara questo sale, versando l' acido solforoso in una dissoluzione acquea di solfuro di magnesio, finchè si sia scolorita. Il sale è poco solubile nell' acqua, e forma dei cristalli non deliquescenti.

Nitrato magnesico. Trovasi nell' acqua-madre del nitro; ne ho pure trovato nelle acque di fonte di Stocolma. Si può farlo cristallizzare, evaporando fino a consistenza sciloppposa una quantità un po' considerevole della dissoluzione, lasciandola freddar lentamente. I cristalli si umettano all' aria più prontamente d' ogni altro sale. Ha un sapor amaro, disciogliesi in nove parti d' alcoole a 0, 84, ma pochissimo nell' alcoole anidro. Riscaldandolo riducesi in una polvere salina bianca, e perde colla sua acqua di cristallizzazione una parte del suo acido. Con una forte calcinazione l' acido viene interamente distrutto, e la terra rimane pura. Il sale cristallizzato contiene una quantità d' acqua che ancora non venne determinata.

Nitrato ammonico-magnesico. Lo si prepara come i sali doppii precedenti. Disciogliesi in undici parti d' acqua fredda e in molto meno di acqua bollente ; all' aria lentamente si umetta.

Fosfato magnesico. Trovasi nelle parti solide e liquide degli animali, sebbene in quantità molto meno considerevole del fosfato calcico, ed in proporzione relativa un po' maggiore nelle sementi di diverse specie di graminacee. Il miglior mezzo per ottenerlo sotto forma cristallina, è versare a goccia a goccia dell' acido fosforico in una soluzione d' acetato magnesico, e far evaporare la soluzione. Si possono mescere pure le soluzioni saturate e calde di fosfato so-

dico e di solfato magnesico; dopo alcune ore, il liquore depone dei cristalli di fosfato magnesico, che lentamente vanno all'aria in efflorescenza, e contengono 51 per cento d' acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della magnesia come 7 : 1. Disciogliesi in 15 parti d' acqua fredda; l' acqua bollente lo decompone in sottosale insolubile ed in sursale che si discioglie. Quest' ultimo non venne sottoposto ad ulteriori esami.

Fosfato sesquimagnesico. Trovasi allo stato cristallizzato in natura, e lo si conosce in mineralogia sotto il nome di *wagnerite*. È rarissimo. Ad un fuoco violento fondesi in un vetro limpido.

Fosfato ammonico-magnesico. 1.º *Fosfato neutro.* Lo si prepara mescendo le soluzioni calde di solfato magnesico e di fosfato ammonico, non troppo allungate; col raffreddamento il sale deponesi sotto forma d' una polvere farinosa composta di piccioli aghi. Venne poco esaminato e d' ordinario confondesi col sale seguente. In questo sale, l' acido è ugualmente scompartito fra le basi, e contiene 25 per 100 d' acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è quadruplo di quello della magnesia.

2.º *Fosfato ammonico-magnesico bibasico.* Questo sale si trova in diverse concrezioni animali, e deponesi, sotto forma di piccioli aghi, dall'urina putrefatta. Lo si prepara aggiungendo del sottofosfato ammonico, oppure un miscuglio d' ammoniaca o di carbonato ammonico e di fosfato sodico alla dissoluzione d' un sale magnesico. Il sale doppio precipitasi dopo alcuni istanti, e continua alcun tempo a deporsi; ma non viene precipitato del tutto che quando il licore contiene un eccesso del reagente precipitante. Forma una polvere farinosa, cristallina, che del pari deponesi sulla parete interna del vase. Se si passa un corpo duro, per esempio, una bacchetta di vetro sulla parete interna del vase al momento in cui i licori si mescono, le tracce appaiono visibili dopo deposto il sale. Wollaston propose servirsi di tal proprietà per riconoscere la esistenza della magnesia in una dissoluzione. Si versano alcune gocce del liquido che vuolsi assaggiare sopra un

disco di vetro; ci si aggiunge il sottofosfato ammonico, e con una bacchetta si segnano al fondo del miscuglio liquido de' caratteri sul vetro. Dopo qualche tempo, queste tracce divengon visibili, anche quando la quantità di magnesia è sì tenue, che non vi si scorge precipitato. La causa di tale fenomeno è meccanica, e probabilmente deriva perchè il vetro si cuopre di cristalli microscopici, le cui faccette prendono un'altra posizione sulle tracce, per ragioni difficili a spiegarsi. Tale proprietà non pertiene a questo sale soltanto: tutti i precipitati che non si formano istantaneamente e che consistono in una specie di di cristallizzazione a grani finissimi, producono questo fenomeno che mai non avviene quando i precipitati sono fioccosi. Il sale precipitato è del tutto solubile in un licor contenente del fosfato ammonico, o del fosfato ammonico-sodico, e quando la soluzione contiene un eccesso bastante d'uno di questi fosfati, è certo che tutta la magnesia viene precipitata. Questo sale doppio poi si discioglie in piccola quantità nell' acqua pura; e quindi il licore feltrato viene intorbidato dalle acque di lavacro, che dopo un certo tempo ci giungono, poichè il sale disciolto allora di bel nuovo precipita. Nessun sale, tranne un fosfato, gli vieta di ridisciorsi nell' acqua. Contiene 38 per cento di acqua; sottoposto alla calcinazione, perde 52,44 per 100 di acqua e d' ammoniaca; lascia 47,56 per cento di fosfato magnesico neutro. L'acqua contiene cinque volte altrettanto ossigeno che la magnesia, e l'ammoniaca basta esattamente a formare un sal neutro coll'acido fosforico del sale magnesico. Se si calcina a rilento questo sale doppio bene lavato, l'acqua e l' ammonicaa si svolgono prima che la massa sia giunta al rovente; allora elevando repentinamente la temperatura fino a questo grado, appare il fenomeno di luce onde si discorse più volte, particolarmente all' articolo della zirconia, degli ossidi cromico, ferrico, ec. Varii chimici profittarono della precipitazione di questo sale doppio per determinare la quantità di magnesia nelle sperienze analitiche. Questo sale essendo solubile nell' acqua pura, il metodo necessariamente è inesatto; ma l' errore che ne risultava venne quasi

sempre corretto da un altro errore, quello cioè che generalmente ammettevasi, contenere il residuo calcinato di sale magnesico 40 per cento di magnesia, mentre realmente non ne contiene che 36,67 per cento. La perdita proveniente dal lavacro trovavasi così compensata; però soltanto in una maniera approssimativa e variabile. Ma se la precipitazione del sale non fornisce all'analisi un metodo per separare la magnesia, è la reazione la più sicura per riconoscere la esistenza di questa terra. Cominciasi ad aggiungere del sale ammoniaco al licore che vuolsi assaggiare; poi si versa dell'ammoniaca in debolissimo eccesso, e si feltra, se si è formato un precipitato; ci si aggiunge poscia dell' ossalato ammonico; si separa colla feltrazione il precipitato d'ossalato calcico, se tuttavolta se ne producesse, e si versa nel licore il fosfato sodico o ammonico con eccesso di base. Il licore s'intorbida all' istante medesimo, quando contiene molta magnesia; ma ove non ne contenga che qualche vestigio, il precipitato non diviene visibile che dopo alcun tempo, e specialmente sulle pareti del vetro. In tutti i casi, è d' uopo mettere un eccesso del reagente precipitante proporzionale al volume del licore; senza la quale precauzione il sale magnesico non diviene completamente insolubile.

Fosfito magnesico. È poco solubile, poichè esige 400 parti d'acqua per disciorsi, e si depone durante l' evaporazione sotto forma d' una crosta trasparente, cristallina. Contiene molt' acqua di cristallizzazione. Calcinato in istorta, produce un fenomeno di luce vivissimo, lascia un sedimento di fosforo, e trasformasi in fosfato. Si unisce al *fosfito ammonico* per produrre un sale doppio, poco solubile e cristallizzabile.

Ipofosfito magnesico. Lo si prepara facendo bollire l'ossalato coll'ipofosfito calcico. Disciogliesi facilmente nell' acqua, e cristallizza in ottaedri regolari, voluminosi, che cadono all' aria in efflorescenza. Contiene 54,92 per cento d' acqua, il cui ossigeno sta a quel della base come 8 : 1.

Clorato magnesico. Per prepararlo si versa una dissoluzione di

clorato potassico saturata bollente, in una dissoluzione di fluoruro silicico-magnesico, finchè non producasi più precipitato. Il sale somiglia al clorato calcico; venne poco esaminato.

Clorito magnesico. Quando l'idrato magnesico assorbe del cloro, producesi una combinazione con eccesso di base, che forma coll'acqua un composto neutro il quale, secondo Davy, sarebbe preferibile al sale calcico corrispondente per imbianchire le tele di cotone destinate a ricevere un color rosso intenso, od un altro color dilicato. Io ignoro fino a qual punto tale osservazione sia fondata; ma al sale calcico non si sostituì in grande giammai il sale magnesico.

Iodato magnesico. Sale insolubile, poco esaminato fin oggi.

Carbonato magnesico. Incontrasi in natura, quasi sempre sotto forma d'una massa bianca, a spezzatura terrosa, che si conosce col nome di *magnesite*; affetta meno spesso la forma di cristalli romboedrici, simili a quelli del carbonato calcico e ancor più di rado ritrovasi allo stato di cristalli contenenti acqua di cristallizzazione. Per avere del carbonato magnesico, si precipita un sale magnesico mediante l'ebollizione col carbonato potassico; lavasi bene il precipitato, lo si diluisce nell'acqua e si fa giungere nel miscuglio una corrente d'acido carbonico, fino che tutto il precipitato sia sciolto. Ottiensi così una dissoluzione limpida di *bicarbonato magnesico*, che ha un sapor amaro, come tutti i sali magnesici. Questo sale non può ottenersi sotto forma solida; poichè, se abbandonasi la soluzione all'evaporamento spontaneo, la metà dell'acido carbonico si volatilizza unitamente all'acqua, ed il *carbonato neutro* cristallizza in piccioli prismi esagoni a sommità normali. Questi cristalli contengono 38, 92 per 100 d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quel della magnesia come 3:7. All'aria secca, essi perdono la loro acqua ad un dolce calore, e divengono d'un bianco latteo ed opachi, conservando interamente la loro forma ed il loro acido carbonico. L'acqua fredda gli decompone in bicarbonato che

sciogliesi, ed in sale contenente men acido carbonico, che rimane indisciolto; l'acqua bollente produce la combinazione medesima, con isvolgimento di gas acido carbonico, senza nulla disciorre. Questo sale contenente men acido carbonico, ricevette il nome di *magnesia alba.*

La magnesia alba o bianca è una combinazione chimica di carbonato e d'idrato magnesici. Precipitando la dissoluzione d'un sale magnesico con un carbonato alcalino, si dovrebbe ottenere il carbonato neutro; ma si conobbe che questo viene decomposto dall'acqua, donde risulta che il carbonato alcalino precipita la terra incompletamente, e rimane del bicarbonato magnesico nella dissoluzione. Per ciò si prescrisse operare la precipitazione col carbonato alcalino mediante la ebollizione; continuandola lungo tempo, il precipitato si trasforma da ultimo in una combinazione fissa e inalterabile con una ulteriore ebollizione; questa combinazione è la *magnesia alba*, composta di 44,75 parti di magnesia, 35,77 di acido carbonico e 19,48 d'acqua. La sua composizione non può raffrontarsi a quella de' sottosali ordinarii; risulta da una combinazione chimica dell' idrato magnesico con una certa quantità di carbonato magnesico neutro contenente dell' acqua di cristallizzazione (in questo carbonato l' ossigeno dell' acqua è uguale a quello della magnesia) in una proporzione tale, che il carbonato magnesico contiene tre volte altrettanta terra dell'idrato: di maniera che il carbonato magnesico cristallizzato e contenente acqua combinata perde un terzo del suo acido carbonico e i due terzi della sua acqua quando viene decomposto dall' acqua bollente. Alcuni chimici riguardano questo composto come un sottosale, in cui ci ha una volta e mezzo altrettanta base che nel sale neutro; ma i carbonati non posseggono questo multiplo, ed inoltre si conoscono ancora altre combinazioni fra un carbonato e un idrato, come vedremo all' articolo de' carbonati di rame e di zinco; ed in nessuna di queste combinazioni i sali trovansi fra loro, in modo che la base stia all'acido carbonico nello stesso rapporto come in questo caso. Aggiungiamo anche che siccome gli idrati costituiscono realmente una classe particolare di sali, così non può essere

inesatto l' ammettere un ordine di combinazioni, secondo il quale gli idrati si uniscano ai sali prodotti dagli acidi più deboli per produrre dei sali doppi, ipotesi pur sostenuta da altre considerazioni.

Quasi tutta la magnesia alba usata in medicina si prepara in grande tanto in Boemia che in Inghilterra, e viene precipitata dalle acque di sorgente che contengono il solfato magnesico. Così ottenuta, è bianchissima, leggera e voluminosa; ma per averla a tale stato è necessario adoprare soluzioni allungatissime e bollenti; senza la qual precauzione riesce granellosa, comunque sempre leggera. Se adoprasi il carbonato sodico per operare la precipitazione, è d'uopo lasciar un eccesso di solfato magnesico nel liquore; se, all' opposto, adoperasi il carbonato potassico, questo può mettersi in eccesso. Il carbonato neutro e la magnesia alba perdono l'acido carbonico alla temperatura del rosso nascente. Secondo Fyfe, la magnesia alba sciorrebbesi in 2500 parti d'acqua a 18°, mentre in vece ne esigerebbe 9000 d' acqua bollente, per cui non converrebbe lavarla che con acqua bollente. È fuor d' ogni dubbio che la magnesia alba disciogliesi fino ad un certo punto nell'acqua; ma altri chimici non ottennero il risultato di Fyfe. In tal caso tutto dipende dal lavacro più o meno perfetto cui erasi assoggettata la magnesia alba sperimentata; poichè se contiene tuttavia carbonato neutro, il risultato deve essere affatto diverso.

Carbonato potassico-magnesico. Formasi questo sale quando si mesce una soluzione di nitrato o di cloruro magnesico con un eccesso di bicarbonato potassico in dissoluzione saturata, e si abbandona il liquore a sè stesso. Dopo alcuni giorni il carbonato potassico-magnesico deponesi sotto forma di grossi cristalli regolari. È insolubile nell'acqua che lo decompone, disciogliendo i bicarbonati potassico-magnesico, e lasciando della magnesia alba. Esso da prima è scipito, ma acquista un sapore alcalino, a misura che viene decomposto dalla scilliva. Alla temperatura di 100°, perde la sua acqua di cristallizzazione, e diviene d'un bianco-latteo senza cangiare di forma. Colla calcinazione si decompone e fornisce un miscuglio di magnesia pura, e di

carbonato potassico. In questo sale, 35, 34 parti per cento di bicarbonato potassico sono combinate con 33,06 per cento di carbonato magnesico; le due basi contengono le stesse quantità d'acido carbonico, e l'ossigeno della magnesia sta a quello della potassa come 2 : 1. Inoltre, questo sale ritiene 31,6 per 100 di acqua contenente nove volte altrettanto ossigeno, che l'alcali, e tre volte altrettanto, che le due basi.

Carbonato sodico-magnesico. Lo si prepara come il sale precedente; ma resiste meglio di esso al lavacro e all'ebollizione. Mosander fece vedere che, disciogliendo nell'acqua una quantità conosciuta d'un sale magnesico, precipitando la soluzione col carbonato sodico in eccesso, e facendola bollir lunghissimo tempo, si ottiene, dopo un lavacro prolungato e dopo la calcinazione, un residuo il cui peso è molto maggiore di quello della magnesia contenuta nel sale adoprato, benchè l'acqua di lavacro contenga molta magnesia in soluzione. Ciò deriva perchè formasi, durante la precipitazione, una certa quantità d'un sale doppio che non viene decomposto coll'ebollizione, e che decomponesi lentissimamente col lavacro, formandosi un sale acido più solubile. Non è utile pertanto adoperare negli assaggi chimici il carbonato sodico per precipitar la magnesia, e, così operando, è d'uopo far roventare il precipitato e lavarlo; il carbonato sodico rimane allora disciolto, e ottiensi la magnesia separata.

Carbonato ammonico-magnesico. Lo si prepara come i sali precedenti; cristallizza alla stessa guisa del carbonato ammonico-potassico; ma d'ordinario in cristalli picciolissimi. L'acqua lo decompone, specialmente coll'ebollizione; riscaldato solo, svolge del carbonato ammonico, perde dell'acqua, e riducesi in una polvere farinacea.

Carbonato calcico-magnesico. Forma un sale doppio, assai comune nel regno minerale, conosciuto sotto il nome *di dolomia.* Affetta la forma medesima, del carbonato calcico, e la sua composizione è quasi sempre tale, che le due basi contengono la stessa quantità d'ossigeno.

Ossalato magnesico. È insolubile, e si precipita quando si fa di-

gerire l'acido ossalico colla magnesia alba, o si mesce un sale magnesico coll'ossalato potassico neutro.

Ossalato ammonico-magnesico. È solubile nell' acqua. Mescendo una dissoluzione concentrata di cloruro magnesico coll' ossalato calcico, il sale doppio deponesi dopo alcune ore sotto forma di piccioli aghi, oppure di crosta quando si evapora la dissoluzione. Il sale secco è pochissimo solubile nell' acqua, e ne esige 480 parti per la sua dissoluzione; ma si può ottenerlo disciolto in una quantità d'acqua molto men grande, per esempio, disciogliendolo nell'acido nitrico o idroclorico diluiti, e saturando l'acido coll'ammoniaca. Su tale proprietà è fondata la separazione della calce dalla magnesia, mediante l'ossalato ammonico.

Borato magnesico. Lo si ottiene facendo digerire l' acido borico coll' idrato magnesico, o mescendo una soluzione concentrata di cloruro magnesico con una dissoluzione di borato ammonico. A poco a poco deponesi una polvere cristallina che crepita quando la si riscalda, poi fondesi e si vetrifica ad una temperatura più elevata. L' alcoole, con cui si mette a digerir questo sale, gli toglie una parte dell'acido borico, e lascia una combinazione basica. I sali magnesici non vengono precipitati dalla dissoluzione del borato sodico.

Borato sesquimagnesico. Trovasi, nel regno minerale, nelle stratificazioni di gesso a Luneburg e Segeberg. Offresi cristallizzato in cubi, o sotto altre forme che derivano dal cubo. L' azione del calore lo rende elettrico. Non contiene acqua di cristallizzazione: è durissimo e fondesi al calore rovente in un vetro ripieno di bolle. I mineralogisti chiamaronlo *boracite*.

Se si mesce alla temperatura ordinaria dell' atmosfera una dissoluzione di borato sodico con una dissoluzione di solfato magnesico, ottiensi, secondo Leopoldo Gmelin, quando il borato predomina, e si abbandona il liquore all' evaporazione spontanea, un sale cristallizzato in ottaedri rettangolari, che all'aria cade in efflorescenza; mentre essendo nel liquore un eccesso di sale magnesico, il sale che cristalliz-

za affetta la forma di tetraedri irregolari, che non si alterano all' aria. Questi sali reagiscono alla maniera degli alcali; il loro sapore è alcalino ed amaro. Se si riscalda la loro dissoluzione, se ne precipita del borato magnesico, che si ridiscioglie durante il raffreddamento del liquore. Quanto più il liquore contiene borato sodico ed è più diluito, tanto più s'intorbida per l'azione del calore. Gmelin riguarda questi sali come sali doppi a due acidi e a due basi.

Silicato magnesico. Ritrovasi nel regno minerale sotto forme ed a gradi di saturazione diversi. 1.° Il minerale in cui l'acido e la terra sono combinati in tali proporzioni per cui contengono ambedue la quantità stessa d'ossigeno, è durissimo e d' ordinario s' incontra nei terreni vulcanici, più di rado allo stato cristallizzato; si conosce sotto il nome di *olivina* o *crisolito*, ed è considerabile per la sua poca fusibilità. 2.° La combinazione fossile, in cui l' acido silicico contiene tre volte altrettanto ossigeno che la terra, forma la *steatite* o *serpentina*, quando non contiene acqua, e la *spuma di mare* allorchè contiene una quantità di acqua il cui ossigeno sta a quel della terra come 2: 1. Una combinazione di serpentina coll' idrato magnesico forma ciò che si chiama *serpentina nobile.*

Silicato calcico-magnesico. Costituisce due minerali considerabilissimi, che trovansi spesso in natura, il *pirosseno* o *augite*, e l'*anfibolo* o *hornblenda.* Nel pirosseno, l'acido silicico è ugualmente scompartito fra le due basi, e l'acido vi contiene due volte altrettanto ossigeno che le basi. Nell'anfibolo le basi contengono la quantità stessa l' ossigeno, ma nel sale calcico l' acido contiene tre volte altrettanto ossigeno che la calce, mentre, nel sale magnesico, non ne contiene che due volte altrettanto della base. In questi minerali alla magnesia trovasi sostituito spesso l' ossido ferroso che comunica loro un color verde e talvolta nero. Durante la fusione della ghisa negli *alti fornelli* formansi spesso nelle scorie bei cristalli di pirosseno.

Alluminato magnesico. Forma un minerale cristallizzato in ottaedri, al quale diedesi il nome di *rubino spinello.* Questo fossile è estre-

mamente duro, e lo si colloca fra le pietre-gemme. L'allumina vi contiene sei volte altrettanto ossigeno che la magnesia. Per via umida, si possono anche produrre combinazioni di queste due terre; io ne ho parlato trattando dell'allumina (*V.* p. 352, t. I, p. II).

Acetato magnesico. Produce una massa deliquescente, gommosa, incristallizzabile e solubile nell'alcoole.

Tartrato magnesico. È insolubile nell'acqua. Quando contiene un eccesso di acido, è un poco solubile, e cristallizza coll'evaporazione. Esposto all'azione del calore, entra dapprima in fusione, poi si decompone.

Tartrato potassico-magnesico. Sale deliquescente, gommoso.

Citrato magnesico. Facilmente disciogliesi mediante un leggero eccesso di acido; è deliquescente, e cade in efflorescenza durante l'evaporamento. Il sale neutro è quasi insolubile.

Malato magnesico. Fornisce cristalli inalterabili all'aria, che esigono per disciorsi 28 parti di acqua. Con un eccesso di acido forma una massa salina, gommosa, deliquescente. La potassa ne precipita un sottosale doppio.

Gallato magnesico. È poco solubile.

Mucato magnesico. È insolubile.

Succinato magnesico. È una massa gommosa, bianca, difficile a far cristallizzare; i cristalli vanno in polvere all'aria calda.

Formiato magnesico. Forma cristalli inalterabili all'aria, alla temperatura dell'atmosfera, e vanno in polvere mediante il calore. Disciolgonsi in tredici parti d'acqua fredda, e sono insolubili nell'alcoole.

Seleniato magnesico. Somiglia al solfato per la forma cristallina, la solubilità e l'altre sue proprietà.

Selenito magnesico. 1.° L'acido selenioso decompone il carbonato magnesico senza disciorre la terra, e forma con questa un sale *neutro*, poco solubile, cristallino dopo la diseccazione. Questo sale disciogliesi in una grande quantità d'acqua bollente, e cristallizza in questa

dissoluzione, con un evaporamento continuo, sotto forma di grani fini, che si riconoscono col microscopio essere piccole tavole quadrilatere, o piccoli prismi a quattro piani. Sottomesso all' azione del calore, questo sale abbandona la sua acqua di cristallizzazione e diviene d'un bianco di smalto; al calore rovente, non entra in fusione, non perde il suo acido, ma intacca il vetro, che viene pertugiato da una moltitudine di bolle.

2.° *Biselenito magnesico.* Ottiensi sciogliendo il sale precedente nell' acido selenioso, e togliendo l' acido messoci in eccesso mediante l'alcoole; il sursale allora si separa sotto forma d' una massa molle, pastosa, che attrae l'umidore dell'aria.

Arseniato magnesico. È insolubile nell'acqua.

Biarseniato magnesico. È solubilissimo e si disecca in una massa gommosa.

Arseniato calcico-magnesico (arseniato a $\frac{4}{5}$ d'acido). Forma un minerale conosciuto sotto il nome di *picro-farmacolite*, in cui l' ossigeno dell'acqua di cristallizzazione è triplo di quello delle basi.

Cromato magnesico. Questo sale è solubilissimo, e cristallizza in grossi prismi esagoni, perfettamente trasparenti, che sono d' un giallo-topazio, o, quando sono voluminosi, d'un giallo-arancio.

Molibdato magnesico. È solubile nell' acqua, e cristallizza in piccoli prismi quadrilateri, bianchi, riuniti in massa, che divengono gialli quando riscaldansi fino al rovente, perdendo 28 per cento d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quel della base come 4:1. Il sale cristallizzato discioglicsi in 12 a 15 volte il suo peso d'acqua.

Tunstato magnesico. Disciogliesi facilmente nell' acqua, e cristallizza in pagliette brillanti, inalterabili all'aria.

C. *Solfosali di magnesio.*

Solfoidrato magnesico. Lo si prepara diluendo l' idrato magnesico in un po' d' acqua, e facendo passare una corrente di gas solfido

idrico attraverso il miscuglio. Il solfoidrato disciogliesi lentamente; però si può con tal mezzo ottenere una dissoluzione concentratissima. Viene decomposto coll'evaporazione, sì nel vuoto, che nel gas idrogeno. Coll'ebollimento si riproduce dell' idrato magnesico e del solfido idrico. Nel vuoto si precipita del solfuro di magnesio sotto forma di una massa mucilagginosa, di colore un po' grigiastro, che si discioglie negli acidi con isviluppo di solfido idrico, ma precipita il cloruro manganoso senza spandere il minimo odor epatico. Ottiensi lo stesso solfuro precipitando una soluzione concentrata di cloruro magnesico col solfoidrato potassico, il cui solfido idrico svolgesi nel tempo stesso con effervescenza. Il liquore, che è una soluzione concentrata di cloruro potassico e di solfoidrato magnesico, non fornisce, quando esponesi al freddo, che cristalli di cloruro potassico. Mescendo una dissoluzione concentrata di solfoidrato magnesico con una dissoluzione concentratissima di solfoidrato potassico, questo in parte scaccia il solfoidrato magnesico dalla dissoluzione. Svolgesi del solfido idrico, e formasi un precipitato di solfuro di magnesio. Questo sale pertanto non sembra poter esistere sotto forma solida.

Solfocarbonato magnesico. La miglior guisa di prepararlo è precipitare il sale baritico col solfato magnesico, feltrare ed evaporare la soluzione nel vuoto. Formasi durante l' evaporazione una pellicola alla superficie del liquore, e svolgesi del solfido carbonico gasoso. Il sale secco è d'un giallo-cedro pallido, senz'alcun segno di cristallizzazione. Una porzione disciogliesi facilmente nell'acqua, comunicandole un color giallo carico ed un sapore di pepe. Un'altra porzione forma un sottosale insolubile nell' acqua fredda, ma solubile, in giallo pallido, nell' acqua bollente, la quale per altro ne decompone una parte, e lascia indisciolto del carbonato magnesico.

Solfarseniato magnesico. 1.° Il *solfarseniato neutro* disciogliesi nell' acqua in ogni proporzione, e forma, diseccandosi, una massa d' un giallo-cedro, che offre alcuni segni di cristallizzazione. All' aria non riprende punto d'acqua, e conservasi senz' alterarsi. Disciogli-

si nell' acqua senza residuo; la soluzione non viene precipitata dall'alcoole.

2.º *Solfarseniato sesquimagnesico*. Lo si prepara mescendo il sale neutro con una dissoluzione di solfoidrato magnesico (aggiungendo sempre nuove dosi di questo, finchè ci è ancora svolgimento di gas solfido idrico) ed evaporando il liquore nel vuoto o raffreddando molto una soluzione un po' concentrata. Il sale forma cristalli senza colore e raggiati che si umettano all' aria. L' alcoole, a contatto con questo sale, discioglie del solfarseniato neutro, e lascia un sale contenente una proporzione ancor maggiore di base, ch' è insolubile nell'alcoole, e pochissimo solubile nell'acqua. Ottiensi un simile sottosale col riscaldare il solfarseniato neutro fino al rovente in un apparato distillatorio; il sale con grande eccesso di base rimane allor sotto forma d'una massa bianca porosa, che non venne fusa. Sembra non esistere *bisolfarseniato*.

Solfarseniato ammonico-magnesico. Lo si ottiene mescendo insieme le dissoluzioni alcooliche de' due sali; passati alcuni istanti, precipitasi un sottosale in forma di aghetti cristallini, bianchi e tenui. Questo sale si decompone all'aria con lentezza, passa allo stato di sale neutro e divien giallo. Disciogliesi facilmente nell' acqua, e svolge dei vapori di solfuro ammonico, quando si riscalda il liquore. Abbandonato all' evaporamento spontaneo, diseccasi in una massa gialla, non cristallina, solubile nell'acqua, che sembra essere il sale neutro, poichè il sale cristallino è basico. La soluzione nell'acqua viene di nuovo precipitata dall'alcoole che separa questo sottosale doppio.

Solfarsenito magnesico. Disciogliesi facilmente nell'acqua, diviene d'un bruno chiaro coll'evaporazione, diseccasi in uno sciloppo vischioso, il quale da ultimo s' indura, e quindi più non s' altera all'aria. Ridisciogliendolo nell'acqua, lascia un residuo d' iposolfarsenito bruno, e ne depone nuove porzioni ogni qual volta si evapora. Se si lascia esposta ad una temperatura di — 5º una dissoluzione concentrata di questo sale nell' acqua, essa depone ad un tratto cristalli senza colore,

raggiati, di sottosolfarseniato ed una massa non cristallizzata, d'un bruno-rossastro carico, la quale è un *iposolfarsenito magnesico.*

Solfomolibdato magnesico. Lo si prepara facendo bollire il solfido molibdico col solfoidrato magnesico. La dissoluzione depone, raffreddandosi, un sale soprassaturato di solfido molibdico sotto forma d'una polvere bruna carica. Il liquore rimanente diseccasi in una vernice rossa carica ch'è il sale neutro.

Ipersolfomolibdato magnesico. Precipitato rosso, insolubile nell'acqua.

Solfotunstato magnesico. Ottiensi decomponendo l'ossisale per mezzo del solfido idrico. Disseccato nel vuoto, lascia una vernice gialla, solubile nell'acqua e nell'alcoole. Il sursale è bruno, insolubile e non cristallino. L'ammoniaca forma nella sua dissoluzione un precipitato giallo chiaro, polveroso, che consiste in un sottosale.

Solfotellurato trimagnesico. Lo si prepara precipitando il sale baritico corrispondente col solfato magnesico, ed evaporando nel vuoto la dissoluzione feltrata. Forma una massa cristallina d'un giallo pallido, che si discioglie nell'acqua senz' alterazione, e molto bene eziandio nell'alcoole.

IX. *Sali d' alluminio.*

I sali d'alluminio hanno un vapore acidetto, astringente, lievemente dolciastro; vengono precipitati dagli alcali, ma il precipitato si ridiscioglie in un eccesso di soda o di potassa. Una soluzione saturata di solfato potassico produce, nelle soluzioni dei sali d'alluminio, concentrate fino ad un certo punto, un precipitato bianco polveroso che è dell'allume. Se si meschi un sale d'alluminio allo stato secco con un poco di nitrato cobaltico, e fortemente si faccia roventare il miscuglio al cannello, acquista un bel colore azzurro. Questa reazione non avviene quando il sale d'alluminio contiene un ossido d'uno de' metalli propriamente detti.

A. *Sali aloidi d' alluminio*.

Cloruro alluminico. Da lungo tempo questa combinazione non è conosciuta che allo stato acqueo. Il cloruro anidro venne scoperto da Oersted, che diede a conoscere un metodo per prepararlo, di cui poscia si fecero numerose applicazioni. Si mesce dell' allumina pura scevra di potassa con carbone, per esempio, con nero di fumo: calcinasi fortemente il miscuglio, e lo s'introduce in un tubo di porcellana, attraverso il quale si fa passare una corrente di cloro secco, mentre il tubo è mantenuto al calore rovente. Formasi dell'ossido carbonico e del cloruro alluminico che si volatilizzano. Il cloruro condensasi nelle parti men calde del tubo o nel recipiente ad esso adattato. È quindi uopo mettere un tubo di vetro un po' largo in questa porzione del tubo di porcellana; questo tubo riempiesi di cloruro d' alluminio, e può facilmente ritrarsi quando la operazione è compita. La maggior parte del sale deponesi nel tubo di vetro, sì sotto la forma di aggregati cristallini, lunghissimi, che allo stato di massa solida e compatta, la quale facilmente si stacca dal tubo. Questo composto ha un colore pallido, giallo-verdastro. È semi-translucido, e dotato d'una tessitura cristallina a grosse lamine. All'aria produce un leggero fumo, spande un odore di acido idroclorico, e si liquefà. Disciogliesi nell'acqua con isviluppo di calore e romorio. Può sublimarsi; nel tempo stesso si ammollisce e dà giù; ma non si fonde. È solubilissimo nell' alcoole, ma non si discioglie nell' olio di petrolio, nel quale risolvesi mediante il calore in un liquido bruno: il potassio non esercita su questo liquido azione alcuna. Il cloruro alluminico combinasi coll'acqua di cristallizzazione e deponesi sotto forma cristallina da una soluzione concentratissima. Di ordinario forma una massa salina che prontamente umettasi all'aria. Arrossa la carta di tornasole, disciogliesi in due parti d' alcoole, e si decompone esponendolo al fuoco. Se aggiungesi dell' ammoniaca all'acquea soluzione di questo sale, ma senza metterne tanta perchè tut-

ta l'allumina venga precipitata, formasi un *sottosale* insolubile. Lavato sopra un feltro, questo sottosale diviene a poco a poco translucido, disciogliesi in piccola quantità nell'acqua, e da ultimo ostruisce completamente i pori del feltro; rimane totalmente decomposto, e fornisce un residuo d' idrato alluminico quando ci s' aggiunge una nuova dose di ammoniaca.

Il *cloruro alluminico* forma, secondo Wöhler, col *solfido idrico* una combinazione solida che puossi ottener sublimando del cloruro alluminico in una storta tubulata, mentre si fa giungere una tepida corrente di gas solfido idrico per la tubulatura della storta. La combinazione sublimasi nel collo della storta, sì in pagliette cristalline iridescenti, che sotto forma d'una massa bianca, solida e fragile, la quale ha i vestigi della provata fusione. Non puossi produrla a freddo, e, sublimandola nuovamente, si decompone in parte e svolge del gas solfido idrico. L' acqua la decompone del tutto e rende libero il solfido idrico.

Cloruro alluminico-potassico o sodico. Si ottengono questi sali doppi mescendo i cloruri e riscaldando il miscuglio. Entrano allora in combinazione, ed i composti che ne risultano possono riscaldarsi fino al rovente, in vasi chiusi, senza che svolgasi il cloruro alluminico.

Ioduro alluminico. Non venne esaminato. Secondo Wöhler, non puossi ottenerlo allo stato anidro come il cloruro.

Fluoruro alluminico. Non puossi ottenerlo che disciogliendo l' idrato alluminico puro nell' acido idrofluorico. Disciogliesi facilmente nell'acqua e forma, dopo l'evaporazione, una massa scilopposa trasparente, la quale non offre alcun segno di cristallizzazione e si presenta, dopo la diseccazione completa, sotto forma d'una massa translucida, giallastra, screpolata, che somiglia del tutto alla gomma arabica, e interamente si distacca dal vase. In questo stato il sale è scipito e sembra insolubile nell' acqua, ma dopo qualche tempo ci si discioglie senza lasciare residuo. La sua dissoluzione non

può conservarsi in vasi di vetro, poichè gl' intacca. Se, dopo avere diseccato questo sale, lo si riscalda fino al rovente, esso fornisce un po' d' acido idrofluorico e lascia un *sale basico*, che più non viene alterato dalla calcinazione. Questo sal basico formasi pure quando si fa digerire il sale neutro coll' idrato alluminico; quest' ultimo diviene allora gelatinoso, semi-translucido, e, dopo la diseccazione, giallastro e gommoso.

Fluoruro alluminico-potassico (fluato d' allumina e di potassa). Questo sale sembra esistere in varie proporzioni, due delle quali son conosciute con certezza. 1.° Se versasi a goccia a goccia una dissoluzione di fluoruro alluminico in una dissoluzione di fluoruro potassico, avvertendo di lasciar nel liquore un eccesso di fluoruro potassico, ottiensi un precipitato gelatinoso, che divien bianco e polveroso dopo essere stato lavato e seccato. I due metalli vi si trovano in una tal proporzione, che contengono la stessa quantità di fluoro. 2.° Se, al contrario, si versa una dissoluzione di fluoruro potassico in quella di fluoruro alluminico, lasciando predominare quest' ultimo sale, si ottiene un precipitato simile al precedente pel suo aspetto, ma che per la composizione ne differisce: poichè il fluoruro alluminico vi contiene una volta e mezzo altrettanto fluoro del fluoruro potassico. Questi sali doppi vengono decomposti dal calore rovente. Se si fa digerire coll' idrato alluminico una dissoluzione diluita di fluoruro potassico acido, l' idrato viene dapprima disciolto, ed ottiensi una soluzione che ha il sapore de' sali alluminici. Se ci si aggiunge una maggior quantità d' idrato, si forma un precipitato che è l' ultimo de' due sali doppii onde abbiamo parlato, e rimane nel liquore del fluoruro potassico neutro; infine, facendo bollire questo liquore col precipitato, il primo de' due sali doppii producesi, e se si mise un eccesso d' idrato alluminico, questo produce, quando il liquore concentrasi, un sottosale doppio, combinazione per le quale ha una tendenza sì energica, che il liquore diviene alcalino e acquista un sapor caustico. Questa forte affinità

del radicale dell' allumina pel fluoro ed il potassio, merita di fermare l' attenzione del chimico che s' occupa dell' analisi de' minerali ; infatti, quando si adoperò la potassa per fare l' analisi d' un minerale contenente dell' allumina e del fluoro, questo sal doppio precipitasi sempre coll' allumina, la cui proporzione non può allora calcolarsi esattamente, poichè il precipitato contiene e fluoro e potassio. Presupposta una tale circostanza, si mesce l' allumina calcinata coll' acido solforico diluito in metà del suo peso d' acqua, si fa bollire il miscuglio finchè rimanga completamente decomposto dall' acido: dopo di che lo si scioglie nell' acqua, e si precipita la soluzione coll'ammoniaca. Se versasi a goccia a goccia eel fluoruro potassico in una dissoluzione di allume, formasi un precipitato sfuggevolissimo, che diviene permanente con un eccesso del sale potassico, Quando si versa, al contrario, la dissoluzione di allume in quella del fluoruro potassico, ottiensi un precipitato di sale doppio che non si ridiscioglie.

Fluoruro alluminico-sodico. Offre proprietà analoghe a quelle del fluoruro precedente ; però la sua insolubilità è più manifesta, poichè, quando si aggiungono piccole porzioni d' idrato alluminico ad una soluzione acquea di fluoruro sodico acido, il sale doppio precipitasi sotto forma gelatinosa, e il liquore non ne ritien che qualche vestigio. Se fassi digerire l' idrato alluminico col fluoruro sodico neutro, quest' ultimo diviene caustico, molto più facilmente del sale potassico. Il fluoruro alluminico-sodico venne trovato in natura ad Arksut in Groenlandia ; offresi sotto forma di una massa bianca cristallina che ricevette il nome di *criolite* ; il fluoruro vi si trova ugualmente scompartito fra il sodio e l' alluminio.

Fluoruro alluminico-litico. Questa combinazione è, come le precedenti, insolubile nell' acqua.

Fluoruro alluminico-ammonico. Lo si ottiene facendo digerire l'idrato alluminico col fluoruro ammonico. Svolgesi dell' ammo-

niaca, e formasi una massa semi-translucida, simile all' acido silicico, che è bianca e polverosa dopo la diseccazione. E' insolubile in un eccesso di uno de' sali costituenti, ma sciogliesi nell' acqua in quantità considerabile; per guisa che si discioglie compiutamente con un prolungato lavacro. L' acqua di lavacro s' intorbida quando cade nel liquore già feltrato. La soluzione acquea di questo sale viene precipitata dall' ammoniaca. Se riscaldasi il sale secco in un vase distillatorio di platino, stilla da prima un po' d' ammoniaca libera, poi del fluoruro ammonico acido, e rimane nella storta del fluoruro alluminico basico, che più non viene alterato colla calcinazione.

Fluoruro borico-alluminico. Si discioglie mediante un eccesso di acido, e cristallizza colla evaporazione del liquore. Se si mesce una dissoluzione di fluoruro borico-sodico col cloruro alluminico, formasi un precipitato, e il liquore divenuto acido ritiene disciolta una parte del sale doppio. Il precipitato entra in fusione al calore rovente, fornisce del fluorido borico liquido e lascia del borato alluminico.

Fluoruro silicico-alluminico. È solubilissimo nell' acqua. Evaporato, fornisce una gelatina trasparente, senza colore, che screpola colla diseccazione e diviene giallastra, ma senza perdere la sua translucidezza; l' acqua, sebbene a rilento, lo ridiscioglie del tutto.

La natura ci offre un minerale cristallizzato, che si annoverò fra le pietre preziose, per la sua durezza, la sua trasparenza e 'l suo splendore, che ricevette il nome di *topazio.* E' una combinazione del fluoruro alluminico basico col silicato alluminico. Un minerale analogo detto *picnite,* è composto di fluoruro alluminico neutro e di silicato alluminico. In queste due combinazioni l'ossigeno dell'acido del silicato è uguale a quello della base; nel topazio, il silicato contiene una volta e mezzo, e nel picnite tre volte altrettanto alluminio che il fluoruro.

Cianuro alluminico. Questo sale non sembra esistere; poichè l' acido idrocianico non iscioglie l' idrato alluminico, e non si potè produrre questo composto per via delle doppie decomposizioni.

Solfocianuro alluminico. Lo si ottiene sciogliendo l' idrato alluminico nell'acido idrosolfocianico. Cristallizza in ottaedri che non si alterano all' aria.

B. *Ossisali di alluminio.*

Solfato alluminico. 1.° *Solfato neutro.* Cristallizza difficilmente in foglie tenui, flessibili, dotate di lucentezza iridescente. Il suo sapore è dolce ed astringente. E' solubile in due parti d'acqua fredda, ma disciogliesi poco o nulla nell' alcoole. Riscaldato, si fonde nella propria acqua di cristallizzazione, rigonfiasi, e lascia una massa porosa enfiata, che sembra insolubile nell' acqua; ma vi si scioglie benissimo dopo qualche tempo. Con una calcinazione prolungata questo sale perde tutto l' acido solforico. Il sale cristallizzato contiene 46,6 per cento d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quel della base come 6: 1. Una soluzione concentrata di questo sale, è un buon reagente per riconoscere la esistenza della potassa; versando a goccia a goccia la soluzione d'un sale potassico nella soluzione del solfato alluminico, precipitasi dell' allume, poichè questo è insolubile nel liquor concentrato. Trovasi il solfato alluminico neutro sotto forma cristallina a Piromeni, nell' isola vulcanica di Milo, nell' Arcipelago.

2.° *Solfato biallumiuico.* Secondo Maus lo si ottiene facendo digerire una soluzione concentrata di solfato neutro coll' idrato alluminico. L' acido combinasi allora con una volta altrettanta allumina che ne contiene allo stato di sale neutro. Dopo l' evaporamento, il sottosale presentasi in forma d' una massa gommosa, che si discioglie in piccola quantità d' acqua, ma viene decomposta quando si diluisce la dissoluzione con molta acqua, o la si

faccia bollire; in tal caso rimane del solfato neutro nel liquore, e formasi un precipitato, che è il sale seguente.

3.° *Solfato trialluminico.* Si prepara questo sale precipitando il solfato alluminico coll' ammoniaca caustica; un eccesso d' ammoniaca non decompone il sottosale, che forma una polvere bianca, insolubile, in cui l' acido è combinato con tre volte altrettanta base che nel sal neutro: contiene 47, 1 per 100 di acqua, il cui ossigeno sta a quello della terra come 3: 1. Trovasi questo sottosale nel regno minerale a Halle sulla Saale, e a Newhaven in Inghilterra.

Solfato alluminico-potassico od *allume.* Questo sale, diffusissimo in commercio, viene preparato in grandi fabbriche, sì mediante gli schisti alluminiferi, che formano un fossile combustibile, e sì colla pietra d' allume. Si arrostono gli schisti; durante quest'operazione, il solfo della pirite di ferro ch' essi contengono, si ossida e passa allo stato di acido solforico. Questo combinasi colla potassa e coll'allumina, basi che formano, unitamente all' ossido ferrico, alla magnesia e all' acido silicico, le parti incombustibili degli schisti. La massa arrostita viene esposta all'aria per qualche tempo, poi si lisciva; l' allume disciogliesi, ma è imbrattato dall' ossido ferrico, di cui si deve privarlo con iterate cristallizzazioni. A Tolfa, in Italia, si fabbrica quello che chiamasi allume di Roma, colla pietra d' allume. Questo minerale contiene gli elementi dell' allume combinati con un grande eccesso di allumina. Si sottomette la pietra a una lieve calcinazione, poscia esponesi all' aria alcuni mesi e liscivasi. In Francia si prepara l' allume sciogliendo l' allumina nell' acido solforico, aggiungendo del solfato potassico alla soluzione ed evaporandola per farla cristallizzare. L' allume cristallizza in ottaedri, di rado in cubi. Pretendesi affetti quest' ultima forma quando si aggiunge della potassa alla soluzione di allume finchè il precipitato, che formasi dapprima e poi si ridiscioglie, cominci a non più disciorsi. Durante la cristallizzazione il liquore

ripiglia il suo stato di saturazione ordinaria, s' intorbida, e ottengonsi de' cristalli cubici.

L' allume ha un sapore dolciastro, astringente; disciogliesi in 18,363 parti d'acqua fredda, e in 0,75 d'acqua bollente. Fiorisce debolmente all' aria, e soltanto alla superficie; fondesi quando lo si riscalda e diviene spumoso perdendo la sua acqua di cristallizzazione, che giunge a 45 $\frac{1}{2}$ per cento del suo peso. Il residuo chiamasi *allume calcinato*; sembra da prima essere affatto insolubile nell' acqua; ma vi si discioglie completamente dopo lungo tempo, proprietà che esso ha comune con vari altri sali calcinati. Con un violento calore viene decomposto quasi del tutto, e fornisce un po' di gas ossigeno. Nell'allume, l'ossigeno dell'allumina sta a quello della potassa come 3:1, e l' ossigeno dell'acqua a quello della potassa come 24:1. Questo sale viene adoprato in medicina, nella tintura, nella preparazione dei cuoi ed in altre arti.

Fra le diverse specie di allume che si ritrovano in commercio, l'allume di Roma venne per lungo tempo preferito ad ogni altro. Infatti quest'allume è scevro d'ossido ferrico, mentre le altre specie ne contengono da 0,007 a 0,005 del loro peso: quantità che, quantunque piccolissima, esercita una influenza nociva su varii colori. Si può peraltro con un allume qualunque procacciarsi l'allume scevro di ferro e adatto, quanto l'allume di Roma, agli usi della tintura: basta, a tale oggetto, disciorre l' allume nella più piccola quantità possibile di acqua bollente, e rimescere la soluzione mentre si fredda, o farla cristallizzar varie volte.

Se s' introduca in un fiasco di vetro conveniente un miscuglio di tre parti d' allume calcinato e di una parte di nero fumo pure calcinato; pongasi il fiasco in un crogiuolo; lo si circondi di sabbia; lo si esponga a un calore gradatamente elevato finchè si vegga apparire una fiamma azzurra all'orificio del fiasco; si lasci ardere questa fiamma per due o tre minuti; chiudasi allora il fiasco con un turacciolo di creta, e si faccia indi freddar nel crogiuolo, si ritrova nel fiasco

una polvere nera carbonosa, che infiammasi all' aria e fu detta *piroforo di Homberg*, poichè Homberg fu il primo che l' abbia preparata. Secondo un' osservazione di Coxe, è d' uopo otturare il fiasco, quando si vede apparire una fiamma rossa al suo orificio, poichè la proprietà d'infiammarsi, che possede questo miscuglio, viene piuttosto distrutta da una calcinazione troppo forte, che da una troppo debole. Il piroforo contiene carbonio, allumina, solfo e potassio. Infiammasi spontaneamente all' aria umida, ma non si accende all' aria secca; infiammasi pure nel gas ossigeno, ed arde in esso gas con una vivacità particolare. Il solfato alluminico senza potassa non produce piroforo; ma sembra che si possa prepararlo col solfato potassico senz'allumina, benchè non riesca sempre bene come coll'allume. La causa della sua infiammabilità è lo stato di divisione in cui ritrovasi il solfuro di potassio per la esistenza dell' allumina e del carbone in eccesso; riscaldasi condensando il vapore acqueo da prima, indi s'infiamma. In generale, questo fenomeno è analogo a quello che offre il ferro ripristinato dal gas idrogeno.

Le parti costituenti l' allume combinansi in più proporzioni; la prova ne è, che si può aggiungere molta potassa ad una dissoluzione d' allume prima che il precipitato cessi di ridisciorsi. Secondo Maus, formasi in tal caso del solfato bialluminico, combinazione che, come già dissi, viene di nuovo decomposta nel tempo della cristallizzazione. Se, al contrario, si fa bollire l' idrato alluminico con una soluzione di allume, questo trasformasi in un sale doppio insolubile, la cui proporzione d'allumina è ancora ignota. Se si mise un eccesso di idrato, tutto l'allume si precipita. La pietra d' allume di Tolfa contiene un minerale in cristalli a pagliette, che crepita fortemente, e costituisce, sotto forma di masse compatte, la principal parte della pietra d' allume. Le analisi di questo minerale non ci fanno conoscere, in guisa soddisfacente, la sua composizione quantitativa; e sarebbe possibile che fosse composto, come il sottosale preparato per via umida, e che l'effetto della calcinazione, per cui è trasformato in allume, dipendesse

da ciò, che l'allumina calcinata e privata della sua acqua non avesse affinità per l' allume, il quale, separatasi questa porzione d'allumina, scioglie si nell'acqua.

Solfato alluminico-sodico (allume a base di soda). Lo si prepara mescendo insieme il solfato sodico ed il solfato alluminico, e abbandonando all'evaporazione spontanea la soluzione concentrata. Il sale doppio affetta la medesima forma cristallina dell'allume, ma i cristalli fioriscono all' aria e cadono in polvere. Questo sale è solubilissimo nell'acqua, di cui dieci parti disciolgono alla temperatura di 16° undici parti d'allume a base di soda. I rapporti fra le quantità d'ossigeno e, per conseguenza, di acido solforico, contenute nell' allumina e nell'alcali, sono gli stessi che nell'allume ordinario; ma l'acqua di cristallizzazione che giunge a 49 per cento del peso del sale, contiene 26 volte altrettanto ossigeno della soda.

Solfato alluminico-ammonico (allume a base d'ammoniaca). Lo si trova talvolta in commercio, specialmente in Francia; ed ottiensi aggiungendo dell' urina putrefatta al solfato alluminico che preparasi disciogliendo l'allumina nell'acido solforico. Questo sale somiglia tanto all'allume a base di potassa, che non si saprebbe distinguernelo al semplice aspetto; inoltre le sue parti costituenti vi si trovano tutte negli stessi rapporti che nell' allume, e la sua acqua di cristallizzazione, per esempio, che giunge a 48,9 per cento, contiene otto volte altrettanto ossigeno che l'allumina. Sottomesso ad una calcinazione moderata, comportasi come l'allume ordinario; ma ad un forte calore, fornisce un residuo d'allumina pura. Lo si trova in piccole quantità allo stato naturale a Tschermig in Boemia.

Iposolfato alluminico. Lo si prepara decomponendo il sale baritico col solfato alluminico. La soluzione si decompone coll' evaporamento, ed è difficile ottenere il sale sotto forma cristallina. Secondo Heeren non forma alcun sale doppio coll' iposolfato potassico o ammonico.

Solfito alluminico. È insolubile nell'acqua, ma si discioglie in un eccesso di acido solforoso; colla calcinazione perde il suo acido.

Nitrato alluminico. Evaporando la soluzione di questo sale fino a consistenza scilopposa, il nitrato deponesi in cristalli radiati; con una diseccazione rapida, forma una massa gommosa. Liquefassi all'aria e disciogliesi nell'alcoole. Il fuoco lo strugge. Se si precipita una soluzione di questo sale coll'ammoniaca caustica, ottiensi un precipitato il quale somiglia alla colla di farina, e consiste in *sottonitrato alluminico*, il qual sale un eccesso di ammoniaca non decompone.

Fosfato alluminico. È insolubile nell'acqua. Un eccesso di acido fosforico lo scioglie; il sale acido fornisce una massa gommosa, deliquescente. Il sale neutro forma colla fusione un vetro che rassomiglia alla porcellana, mentre il sale acido fornisce un vetro trasparente.

Fosfato biallumínico. Lo si ottiene precipitando con ammoniaca in eccesso la soluzione del fosfato alluminico in un acido; questo sale basico sciogliesi, senz'alterazione, nella potassa e nella soda caustica, e gli acidi od il sale ammoniaco lo precipitano da questa soluzione. Incontrasi nel regno minerale sotto forma di cristalli raggiati contenenti 27,8 per cento d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è triplo di quello dell'allumina. Questo minerale ricevette il nome di *wawellite.*

Fosfato alluminico-litico. Forma un sottosale doppio che incontrasi, benchè assai rado, in natura a Chursdorff in Sassonia, e che viene chiamato dai mineralogisti *ambligonite*. In questo minerale l'allumina contiene tre volte altrettanto ossigeno che la litinia, e l'acido vi è saturato da due volte altrettanta base che nel sale neutro. Ottiensi questo sale coi mezzi chimici, mescendo un sale litico ad una soluzione saturata di fosfato alluminico nella potassa caustica.

Fosfato alluminico-ammonico. Questo sale venne trovato sotto forma terrosa in una grotta vulcanica dell'isola Borbone.

Fosfito alluminico. È poco solubile nell'acqua. Se aggiungesi ad una soluzione concentrata di allume una soluzione acquea di clorido fosforoso, anticipatamente neutralizzata dall'ammoniaca, ottiensi un

precipitato che si ridiscioglie da prima, e finalmente diviene durevole. Esso è un fosfito alluminico, e se ne precipita una nuova quantità, quando si fa bollire il liquore. Non produce, come il sale magnesico, un fenomeno di luce quando lo si riscalda.

Ipofosfito alluminico. Diseccasi in una massa gommosa, che conservasi all'aria.

Clorato alluminico. È un sale deliquescente che si può ottenere come il sale magnesico. Sui carboni ardenti appena detona, ed arde con fiamma violacea.

Carbonato alluminico. Questo sale non esiste. Secondo gli sperimenti di Saussure, l'allumina sciogliesi in piccola quantità in un'acqua carica di acido carbonico, ma precipitasi tosto che l'acido si è evaporato. Se si precipita l'allumina con un carbonato alcalino in eccesso, il precipitato che ottiensi è un sale doppio insolubile, composto di acido carbonico, d'alcali e d'allumina, e si discioglie con effervescenza negli acidi.

Ossalato alluminico. È insolubile, ma si discioglie facilmente mediante un eccesso di acido; in tale stato è deliquescente ed incristallizzabile. L'alcoole no 'l discioglie che in piccola quantità. La soluzione di questo sale non viene intorbidata dall' iposolfito calcico.

Ossalato alluminico-potassico. Ottiensi saturando coll' idrato alluminico il sale potassico acido. Forma una massa gommosa, non deliquescente, e disciogliesi facilmente nell'acqua.

Borato alluminico. Con un leggero eccesso di acido forma un sale astringente, deliquescente, che fondesi e si vetrifica al fuoco. Il sale neutro è insolubile.

Silicato alluminico. Abbonda moltissimo nel regno minerale. Le argille ordinarie consistono in silicato alluminico; ma fin oggi esse vennero sì poco esaminate, che nulla può dirsi di positivo sulla loro composizione quantitativa. Dietro l'analisi, fatta da Sefström, dell' argilla refrattaria di Höganäs in Schonen, e di quella di Stourbridge in Inghilterra, l'acido silicico vi contiene tre volte altrettanto ossigeno,

che l'allumina. L'argilla sfiorata, che chiamasi *argilla da porcellana* o *kaolino*, e ch'è il residuo d'una decomposizione, ha, come tale, una composizione accidentale e variabile in ciò che concerne le proporzioni degli elementi.

Sottosilicato. Forma un minerale cristallizzato, durissimo, che chiamasi *disteno* o *cianite*, e nel quale l'allumina contiene due volte altrettanto ossigeno dell'acido silicico.

Silicato alluminico-potassico. Di tutti i sali doppi è il più diffuso nel regno minerale, e costituisce una parte considerabilissima della massa solida della crosta della terra. Le sue parti costituenti ritrovansi combinate in varie proporzioni; ma il composto più ordinario che ne risulta è il seguente.

1.° *Feldspato.* Questo minerale è composto in tal modo, che se si sostituisse al silicio altrettanto solfo, si formerebbe dell'allume anidro; quindi l'ossigeno dell'allumina sta a quello della potassa come 3 : 1, e l'ossigeno dell'acido silicico a quello delle due basi, parimente, come 3 : 1. Questo minerale di rado è cristallizzato, ma quasi sempre si trova allo stato cristallino, e forma una delle tre principali parti costituenti il gneiss e il granito. È pochissimo fusibile, e non viene decomposto per via umida nè dagli acidi, nè dagli alcali.

2.° *Amfigeno* o *leucite.* Incontrasi questo sal doppio principalmente nella lava del Vesuvio allo stato cristallizzato; il rapporto fra l'allumina e la potassa è lo stesso che nel minerale precedente; ma l'acido silicico non ci contiene che due volte altrettanto ossigeno delle basi. Questo minerale è assolutamente infusibile; gli acidi e gli alcali non lo intaccano per via umida. Puossi ottenere una simile combinazione precipitando una soluzione saturata d'allumina nella potassa con una dissoluzione di silicato potassico (liquore de' ciottoli).

3.° Se si faccia fondere un miscuglio d'acido silicico e d'allumina con un eccesso di potassa, e trattisi la massa fusa coll'acqua, per toglierle quanto è solubile, rimane una polvere in cui la potassa e l'al-

lumina trovansi fra di loro nello stesso rapporto che nei precedenti composti, ma in cui l'ossigeno dell'acido silicico è uguale a quello delle basi. Incontrasi questa medesima combinazione in un minerale trovato a Fredrikswärn in Norvegia, che ricevette il nome di *eleolite*; ma ci è meschiata col sale sodico corrispondente. Questa combinazione è fusibilissima; per via umida non viene decomposta dagli alcali, ma bensì dagli acidi.

Silicato alluminico-sodico. È molto men comune in natura, che il sale potassico, a cui corrisponde per la composizione.

1.° *Albite* natron-feldspato). Questo minerale somiglia molto al feldspato, ed offre le stesse proprietà, quando esponesi all'azione del fuoco, degli acidi e degli alcali.

2.° *Analcima.* È proporzionale all'amfigeno, e trovasi, com'esso, nella lava, principalmente sul monte Etna e nella vallata di Fassa nel Tirolo; è cristallizzato come l'amfigeno, ma contiene 8,27 per cento d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quel della soda come 2 : 1.

3.° La terza combinazione può prepararsi col metodo stesso che il sale potassico corrispondente. Ma la si trova pure, fra gli altri luoghi, nella lava del Vesuvio, cristallizzata in prismi esagoni; allora riceve il nome di *nefelina.* Le lave più antiche rinchiudono spesso un sal doppio, contenente acqua di cristallizzazione; nel qual sale l'acido silicico del sale sodico contiene tre volte altrettanto ossigeno che la soda, mentre nel sale alluminico l'acido e la base contengono la quantità stessa d'ossigeno. I mineralogisti diedero a questo composto il nome di *mesotipa* o *natrolite.* Un altro sale doppio, in cui l'ossigeno dell'allumina sta a quello della soda come 2 : 1, e il cui acido silicico contiene due volte altrettanto ossigeno che la soda, è cristallizzato in dodecaedri, e si conosce col nome di *sodalite.* Ma inoltre contiene del cloro.

Silicato alluminico-litico. Non ci son noti di esso che due gradi di combinazione, i quali soltanto si trovano nel regno minerale, e

contengono quantità tali di allumina e di litinia, che l'ossigeno della prima sta a quello della seconda come 3 : 1.

1.° *Petalite.* Finora non ritrovossi che nella miniera di ferro di Utö. L'acido silicico del sale litico contiene sei volte, e quello del sale alluminico tre volte altrettanto ossigeno della base. Del resto, questo minerale comportasi come il feldspato.

2.° *Trifane* o *spodameno.* In questo minerale l'ossigeno dell'acido silicico è triplo di quel della base nel sale litico, e doppio nel sale alluminico. E' cristallino, fusibilissimo: per via umida non lo decompongono nè gli acidi nè gli alcali.

Silicato alluminico-baritico. Forma un minerale cristallizzato, contenente acqua di cristallizzazione e conosciuto sotto il nome di *armotoma.*

Silicato alluminico-calcico. Forma molte combinazioni in proporzioni diverse, le quali quasi tutte contengono acqua di cristallizzazione. Il minerale che per la sua composizione corrisponde al feldspato, chiamasi *stilbite*; contiene una quantità d'acqua di cristallizzazione il cui ossigeno è sestuplo di quello della calce. Esistono varie altre combinazioni fra queste due basi, meschiate talvolta con uno degli alcali, nelle quali le proporzioni delle basi fra loro, e quelle delle basi e dell'acido variano. Queste combinazioni costituiscono i minerali chiamati: eulandite, brewsterite, laumonite, prenite, scolezite, cabasia, mesolite, mesola, tomsonite, labradoro, ittnerite, parantina o scapolite, assinite, tormalina, epidoto o zoisite, mica, talco, varie specie di granato, idocrasia, essonite e gelenite.

Silicato alluminico-magnesico (*Seifenstein,* pietra da sapone). Forma un minerale che trovasi al capo Lizzard in Cornwall, osservabile per la sua somiglianza col sapone di Venezia pel suo aspetto e per essere untuoso al tatto. Le due basi contengonvi la quantità stessa d'ossigeno, e l'ossigeno dell'acido sta a quel delle basi come 2 : 1. In un'altra combinazione fra gli stessi elementi

(che ricevette il nome di *dicroïte* o a due colori, per la proprietà che possede di apparire quasi senza colore veduta in un senso, mentre è azzurra in un altro), la magnesia sta all' allumina in tal proporzione, che l' ossigeno della prima è a quel della seconda come 1 : 3 ; ma l' acido silicico del sale alluminico contiene la stessa quantità d' ossigeno che la base, e nel sale magnesico questa quantità è doppia. Inoltre, il silicato alluminico-magnesico entra nella composizione di varii altri minerali, come la sordawalite, alcune specie di mica, di granati, ecc. Gli esempii precedenti de' silicati doppi, già tratti dal regno minerale, son lungi dal sopperire ad una descrizione completa di queste combinazioni più o meno interessanti ; ma serviranno a mostrare quanto la mineralogia sia legata alla chimica : e se io sono obbligato di rimandare il giovane chimico allo studio della mineralogia per meglio conoscere questi composti. Troverà ei d'altro lato che quest' ultima scienza non è che una continuazione della chimica, e, per così dire, non è che la chimica delle combinazioni naturali.

Il silicato alluminico è la base dei vasi di terra, della maiolica e della porcellana.

La *porcellana* è nota da molto tempo, ma la fabbricazione n'era un secreto de' Cinesi. La maniera di prepararla non venne scoperta che nel 1706 da Bötcher a Dresda, e pubblicossi poscia da Reaumur, Tschirnhausen ed altri. Si prepara la porcellana con quarzo puro ed estremamente polverizzato colla levigazione, che mescesi con un'argilla pura, senza colore, che venne pure levigata, risultante dalla decomposizione per effetto di efflorescenza d' un silicato alluminico-potassico, cui l' acqua atmosferica tolse il silicato potassico. La massa viene diluita nell' acqua ed abbandonata a sè stessa per lungo tempo. La si conserva in tale stato più anni, poichè in questo tempo l' azione esercitata dall' acqua contribuisce a diminuire più e più la coerenza tra le particelle, che divengono così più tenui e più perfettamente si mescono. La massa viene allo-

ra modellata e lievemente calcinata. Acquista così solidità e coerenza; per verniciarla, si cuopre con uno strato di feldspato ben macinato (altravolta mescevasi il feldspato con un po' di gesso; oggidì lo si usa solo nella maggior parte delle fabbriche), e si calcina di nuovo. Con tale calcinazione la vernice fendesi alla superficie della porcellana e introducesi nella massa porosa cui vetrifica per metà; così che, spezzando la porcellana, non iscorgesi alcuna differenza distinta fra la superficie vetrificata e l' interno. La materia così ottenuta chiamasi *porcellana*, e facilmente distinguesi dalla maiolica per la sua translucidezza. La porcellana senza fendersi sopporta un cangiamento di temperatura considerabilissimo. La si pinge in diverse guise, ciocchè si eseguisce con metodi analoghi a quelli che s'usano nella pittura sullo smalto.

La *maiolica* si fabbrica con un'argilla, detta terra da pipe, e con acido silicico. E' opaca del tutto, e fornisce una massa porosa, che rendesi compatta verniciandola. Consiste tale vernice in un vetro composto d' una parte di sabbia fina, di due parti di litargirio, di tre quarti di potassa e d'una quantità di calce di stagno uguale al quinto della massa totale. Spezzando la maiolica, si vede che la vernice ritrovasi sulla superficie come un foglio. La *maiolica di Wedgewood* è intermedia fra la porcellana e la maiolica ordinaria.

I vasi di *terra* (catini di gres) son fatti con argilla comune alla quale si aggiunse della polvere di quarzo. E' una maiolica grossolana che deve la sua tinta rossa o giallo-rossastra alla esistenza dell' ossido ferrico. La s' invernicia talvolta col sale marino, che, gettato nei fornelli ed evaporato dal fuoco, viene assorbito dai vasi alla superficie de' quali la terra vetrificasi colla soda, mentre il cloro si svolge. Più spesso s' inverniciano i vasi di terra con un vetro di piombo fusibilissimo, che si meschia con acqua, dopo averlo ridotto in polvere fina colla levigazione; immergendo i vasi in questo miscuglio, l' acqua penetra nell' interno della terra, mentre la polvere

rimane alla superficie e vetrificasi durante la calcinazione. Quando questa vernice è ben fatta, e la calcinazione venne convenientemente eseguita, il piombo è affatto insolubile, e non può cagionare gli inconvenienti di cui venne tanto parlato. Tutti i tentativi fattisi ad oggetto di trovare una vernice senza piombo, riuscirono fino ad ora infruttuosi.

Gli embrici usati per cuoprire i tetti, sono di argilla comune mesciuta allo stato di polvere fina con sabbia che si lavora e calcina. Le particelle che costituiscono la massa degli embrici, si separano col tempo, per l' influenza ch' esercita l' umidità atmosferica, e, dopo un certo numero d'anni, essi vanno in pezzi quando non si guarentiscano dall'azione dell'aria e dell'acqua con vernice o con cemento. Più vennero calcinati, meglio conservansi all'aria.

Acetato alluminico. E' sempre acido e non puossi ottenere allo stato cristallizzato. Secondo Gay-Lussac questo sale possede una proprietà singolare, ma soltanto quando è impuro; consiste essa in ciò, che la sua soluzione, neutra quant' è possibile, intorbidasi riscaldandola, e riprende la sua limpidezza raffreddandosi. L'affinità dell'allumina per l' acido acetico è debole. Si prepara l' acetato alluminico ad uso delle tinture per doppia decomposizione mediante l'acetato piombico e l'allume; l'acido solforico si precipita combinato all'ossido piombico e rimane nel liquore un miscuglio di acetati potassico e alluminico.

Tartrato alluminico. E' gommoso, non deliquescente, solubilissimo. Nelle tinture, in cui usasi come mordente il surtartrato alluminico, si prepara questo sale mescendo il cremore di tartaro con allume e con acqua. Due parti di cremore di tartaro ed otto d' allume disciolgonsi in otto parti di acqua colla ebollizione. Il liquore evaporato fornisce una massa acida, bianca, che diviene viscosa all'aria e disciogliesi facilissimamente nell'acqua. La soluzione del tartrato alluminico non viene precipitata nè da' carbonati, nè dagli idrati alcalini, proprietà che questo sale ha comune con varii altri tartrati a base di terre e di ossidi metallici. Arosenius trovò che il *Lycopodium com-*

planatum, la cui infusione si adopera come mordente, contiene questo tartrato compiuto. Finora tale pianta è la sola conosciuta che contenga un sale alluminico. I tartrati alcalini neutri ed acidi disciolgono l' idrato alluminico in gran quantità, e formano con esso sottosali doppii solubili.

Citrato alluminico. E' insolubile nell' acqua, ma si discioglie in un eccesso di acido.

Malato alluminico. E' solubile nell'acqua e gommoso; la potassa e l'ammoniaca non lo precipitano dalla di lui soluzione.

Benzoato alluminico. Cristallizza difficilmente e reagisce come gli acidi. Il suo sapore è acre e astringente; disciogliesi agevolmente nell'acqua con un leggero eccesso di acido, ma il sale neutro è poco solubile.

Gallato alluminico. Lo si ottiene combinato con un grande eccesso di acido, e sotto forma cristallina, facendo bollire una infusione di noce di galla con una grande quantità d'allumina recentemente precipitata, feltrando il liquore e lentamente evaporandolo, fino che forminsi cristalli. Questo sale è solubile nell'alcoole.

Mucato alluminico. Insolubile nell'acqua.

Succinato alluminico. È poco solubile nell'acqua; con eccesso di acido, cristallizza.

Formiato alluminico. È deliquescente e gommoso.

Seleniato alluminico. Comportasi come il solfato, e, secondo Maus, forma, nelle stesse circostanze in cui si trova il solfato, i seleniati bialluminico e trialluminico perfettamente simili ai solfati corrispondenti.

Selenito alluminico. 1.º *Selenito neutro*. Lo si prepara disciogliendo nell' acqua del cloruro alluminico che perdette coll' evaporamento ogni eccesso di acido, e precipitando la soluzione col selenito ammonico. La soluzione d'allume non viene precipitata dall' acido selenioso, ma lo è da'seleniti alcalini neutri. Il precipitato è bianco, polveroso, e perde, quando calcinasi, prima dell'acqua, poi l'acido.

2.° *Biselenito alluminico.* Lo si ottiene sciogliendo il sale precedente o l'idrato alluminico nell' acido selenioso, ed evaporando il liquore. Diseccasi in una massa gommosa, senza colore, limpida come acqua.

Arseniato alluminico. È insolubile, ma forma, con un eccesso di acido, un sursale solubilissimo che non cristallizza.

Il *cromato*, il *molibdato*, il *tunstato*, l'*antimoniato*, il *tellurato* e il *tantalato alluminici* sono tutti insolubili nell'acqua.

C. *Solfosali d'alluminio.*

La grande affinità dell'alluminio per l' ossigeno fa dubitare se per via umida esistano solfosali d'alluminio: però, dietro l' analogia che presenta l'alluminio col glicio e coll' ittrio, si può aspettarsi la esistenza di alcuni solfosali alluminici, almeno allo stato di soluzione; ma è sempre difficilissimo distinguere con certezza i casi in cui non avviene decomposizione, quando si mesce un solfosale potassico colla dissoluzione d'un sale alluminico, dai casi in cui il solfosale alluminico rimane disciolto, dappoichè si è operata la decomposizione. I precipitati che i solfosali producono nelle dissoluzioni d' allumina, d' ordinario non sono che un miscuglio d'allumina col solfido, poichè il liquore acquista l'odore del gas solfido idrico, formatosi coll'ossidazione della solfobase (del solfosale aggiunto) a scapito dell' acqua. Un' altra prova che l' idrato alluminico (o il sottosale alluminico) contenuto nel precipitato non vi è che allo stato di miscuglio, si è che gli acidi messi a contatto con questo disciolgono l' allumina meschiata col solfido, senza che v'abbia alcuno svolgimento di gas solfido idrico. Dunque ci mancano risultamenti positivi coi quali poter dimostrare con certezza ch'esistono de' solfosali alluminici allo stato di dissoluzione acquosa. Non si può mettere in dubbio che questi sali esser possano prodotti per via secca, facendo fondere i solfidi col solfuro alluminico; ma tali combinazioni non vennero ancora esaminate.

X. *Sali di glicio.*

I sali di glicio hanno un sapore astringente e dolce. Vengono precipitati dagli alcali; ma il precipitato è disciolto da un eccesso d'idrato potassico o sodico, nonchè da' carbonati di questi due alcali e dal carbonato ammonico; però i carbonati alcalini ne sciolgono molto meno. Il cianuro ferroso-potassico non precipita i sali di glicio, ma vengono precipitati dal solfoidrato potassico con isvolgimento di gas solfido idrico. Una delle proprietà caratteristiche de' sali di glicio consiste in ciò che, mescendo la dissoluzione calda di uno di questi sali con una dissoluzione del pari calda di fluoruro potassico, versando quest'ultimo sale nella soluzione del primo fino che veggasi apparire un precipitato, e lasciando allora freddare il miscuglio, deponesi un sale doppio, cristallizzato in piccole pagliette poco solubili.

A. *Sali aloidi di glicio.*

Cloruro glicico (muriato di glicina). 1.º *Cloruro acido*. Cristallizza facilmente; i cristalli disciolgonsi di leggeri nell'acqua e nell'alcoole e non si umettano all'aria.

2.º *Cloruro neutro.* Formasi quando si evapora la soluzione del sale acido; l'acido allora si volatilizza, e il sale neutro riducesi, a dolce calore, in una massa gommosa, che contiene acqua combinata. Per avere questo sale allo stato anidro, conviene ricorrere al metodo usato per la preparazione del cloruro alluminico. Il cloruro glicico sublimasi allora in aghetti bianchi e brillanti, che entrano facilmente in fusione, e ch' è facile sublimare di nuovo. Disciolgonsi nell'acqua con isvolgimento di calore, e liquefansi prontamente all'aria. Evaporando la soluzione e calcinando il residuo, svolgesi dell' acido idroclorico e rimane della glicina.

3.º *Cloruro basico.* Lo si ottiene facendo bollire il sale neutro,

sì solo, che coll' idrato glicico; o aggiungendo dell' ammoniaca alla soluzione fredda del cloruro neutro, colla precauzione di non precipitare tutta la glicina. Il sale basico così ottenuto è una massa bianca, voluminosa, insolubile nell'acqua.

Bromuro glicico. Lo si ottiene allo stato anidro, quando riscaldasi il glicio nel vapore di bromo. Il glicio arde con vivacità, ed il bromuro sublimasi in lunghi aghetti bianchi, fusibilissimi e volatilissimi, che si disciolgono nell'acqua con isviluppo di molto calore.

Ioduro glicico. Lo si ottiene come il bromuro, al quale somiglia per le sue proprietà.

Fluoruro glicico (fluato di glicina). Lo si ottiene sciogliendo l'idrato glicico nell'acido idrofluorico. Disciogliesi nell'acqua in tutte le proporzioni, e diseccasi in una massa senza colore, perfettamente trasparente, che si mantiene limpida, fino alla temperatura di 60°, ma perde la sua acqua di cristallizzazione a 100° e diviene d' un biancolatteo; ad una temperatura più elevata ancora, rigonfiasi e fondesi per metà come l'allume. Riscaldato al rovente, il sale perde una parte del suo acido, se tutta l'acqua non venne anticipatamente scacciata. Il sale calcinato si ridiscioglie nell' acqua, senza lasciare residuo; la soluzione ha un sapore men dolce di quella de' sali glicici in generale.

Fluoruro glicico-potassico (fluato di glicina e di potassa). Questo sal doppio si precipita sotto forma di piccole pagliette, quando si mescono le soluzioni dei due sali. È molto più solubile nell' acqua bollente, che nell'acqua fredda, e cristallizza, col raffreddamento del liquore, in pagliette più grandi. È probabile che gli altri alcali formino pure de' sali doppi col fluoruro glicico, ma l' esperienza non venne eseguita.

Fluoruro silicico-glicico (fluato di silice e glicina). Questo sale è solubilissimo nell'acqua e forma uno sciloppo trasparente e senza colore, d'un sapor astringente, nulla zuccherino. Colla diseccazione diviene bianco, e quando la soluzione contenga un eccesso di acido, il

sale si stacca dal vase, mentre il sale neutro vi si attacca tenacemente; ma in ambi i due casi il sale disciogliesi nell' acqua senza residuo. Decomponendolo con un forte calore, gonfiasi un poco a guisa dell' allume.

Il *cianuro* e il *solfocianuro-glicici* sono ignoti.

B. *Ossisali di glicio.*

Solfato glicico. L'acido solforico si combina in varie proporzioni colla glicina. Se si disciolga questa terra in un eccesso di acido, si evapori la soluzione fino al punto in cui l' eccesso di acido comincia a volatilizzarsi, e facciasi il tutto digerire nell'alcoole, questo si impadronisce dell' acido libero, e lascia un *bisolfato glicico*, che puossi ottenere cristallizzato. Facendo digerire una soluzione concentrata di questo sale col carbonato glicico puro, recentemente precipitato, l'acido carbonico svolgesi ed il liquore, che contiene un sottosale, deve feltrarsi senza diluirlo con acqua. La soluzione feltrata diseccasi in una massa trasparente, gommosa, molle finchè è calda, la quale, raffreddandosi, s' indura. Rigonfiasi come l' allume allorchè si riscalda. Se la soluzione di questo sale è diluita di acqua prima che si disecchi, il sale prova una decomposizione; disciogliesi nel liquore del *solfato glicico neutro* e si precipita un sale che contiene un eccesso di base ancora maggiore.

In quest' ultimo sottosale l' acido e la base contengono la medesima quantità di ossigeno; nell'altro sale basico l' acido contiene due volte, nel sale neutro tre volte, e nel sal acido sei volte altrettanto ossigeno della glicina.

Nitrato glicico. Cristallizza con difficoltà; riducesi in polvere a un prolungato e forte calore, ma poscia umettasi all' aria. Disciogliesi nell' alcoole, e mostra molta tendenza ad abbandonare parte dell' acido durante l' evaporazione, ed a trasformarsi eziandio in sottosale.

Fosfato glicico. Forma un precipitato mucilagginoso, insolubile nell' acqua, e solubile in un eccesso di acido. Al calore rovente si fonde in un vetro trasparente.

Fosfito glicico. E' una polvere bianca, insolubile, che si decompone colla distillazione secca con produzione di luce e svolgimento di gas idrogeno puro.

Ipofosfito glicico. Diseccasi in una massa dura, a spezzatura vetrosa.

Carbonato glicico. È un precipitato fioccoso e voluminoso. Quale si ottiene sciogliendo il sale nel carbonato ammonico, e precipitandolo dal liquore coll' ebollizione, è granelloso, e cade facilmente al fondo del vase. Dopo la diseccazione, è leggero, fino e dolce al tatto. Il carbonato glicico disciogliesi più facilmente che l' idrato ne' carbonati alcalini. Se il liquore da cui si precipita coll' ebollizione contiene un sale ammonico, questo viene a poco a poco decomposto dal carbonato glicico che si discioglie scacciandone l'ammoniaca.

Ossalato glicico. È solubile nell' acqua e si disecca in una massa gommosa, il cui sapore è più dolce di quello d' ogni altro sale glicico.

Silicato glicico. Questo sale ci é ignoto allo stato isolato, ma forma col silicato alluminico due sali doppii che trovansi nel regno minerale, e ne' quali l' ossigeno della glicina sta a quello dell' allumina come 1 : 2.

1.° *Smeraldo* o *berillo.* E' un minerale duro, cristallizzato in prismi esaedri, in cui l' acido silicico del sale glicico contiene quattro volte, e quello del sale alluminico due volte altrettanto ossigeno della base. Quando trovasi colorito in verde dall'ossido cromoso, forma il vero smeraldo; e quando è scolorito e trasparente, costituisce l' *acqua-marina*; questi due composti sono annoverati fra le pietre preziose.

2.° L'*euclasia* è ugualmente cristallizzata, dura e facile a fon-

dersi nel senso delle commettiture naturali. L' acido silicico contiene nel sale glicico due volte altrettanto, e nel sale alluminico la quantità stessa d'ossigeno che la base.

Alluminato glicico. Incontrasi allo stato cristallizzato in natura; i mineralogisti chiamaronlo *cimofane* o *crisoberillo*; forma una delle più belle pietre preziose. L' allumina contiene in questa combinazione, come in tutte le altre nelle quali esercita l' ufficio di acido o di elemento elettronegativo, sei volte altrettanto ossigeno della base. Ma questo minerale contiene inoltre piccole quantità di acido titanico, d'acido silicico e d'ossido ferroso in proporzioni variabili. E' il più difficile a fondersi di tutti i corpi ossidati.

Acetato glicico. Disciogliesi facilmente nell' acqua e si disecca in una massa gommosa.

Tartrato glicico. E' solubilissimo e difficile ad ottenersi sotto forma cristallina.

Citrato glicico. Diseccasi in una massa gommosa.

Succinato glicico. Precipitato poco solubile.

Gallato glicico. Si conosce soltanto perchè i sali glicici neutri vengono precipitati dall' infusione di noci di galla.

Selenito glicico. 1.° Il *selenito neutro* è una polvere bianca, insolubile.

2.° Il *biselenito glicico* è solubile, e si disecca, durante l'evaporazione, in una massa gommosa, che da ultimo si fende. I due sali perdono l'acido selenioso al calore rovente.

Arseniato glicico. E' insolubile, ma si discioglie in un eccesso di acido, col quale forma una combinazione incristallizzabile.

Cromato glicico. E' insolubile e giallo. Con un eccesso di acido, forma una soluzione gialla, che si disecca in una massa gommosa, incristallizzabile. Meschiata coll'acido solforico, fornisce, per quanto pretendesi, un sale doppio a due acidi.

C. *Solfosali di glicio.*

I solfosali di glicio sono solubili nell' acqua ; si conoscono poco. Per prepararli si fa bollire l' idrato glicico col solfido, oppure si decompongono i sali glicici coi solfosali.

Il *solfocarbonato* potassico non precipita il cloruro glicico.

Solfarseniato glicico. E' solubile nell'acqua. I sali glicici neutri non vengono precipitati nè dai solfarseniati neutri, nè da' sottosolfarseniati ; l' idrato glicico, messo a digerire col solfido arsenico, ne scioglie una porzione, così che ottiensi una soluzione giallastra in cui gli acidi fanno nascere un precipitato di solfido arsenico. La quantità di solfido sciolto non è però notabile, ma più che bastante per porre fuor d' ogni dubbio che l' idrato e il solfido contribuiscano alla loro reciproca dissoluzione.

Solfarsenito glicico. Forma un precipitato giallo-chiaro, senza odore, di gas solfido idrico. Il liquore soprannuotante è giallo, il che prova la solubilità del precipitato, che conserva il suo colore diseccandosi. Spande un debole odore di gas solfido idrico, quando lo si tratta cogli acidi. L'ammoniaca discioglie il solfido arsenioso, lasciando rigenerata la glicina.

Solfomolibdato glicico. Disciogliesi nell' acqua, la quale ne viene colorita in rosso ; ma la soluzione si decompone molto a rilento, di guisa che, sebbene precipiti del solfido molibdico dopo dodici ore, non trovasi per anche scolorita.

Ipersolfomolibdato glicico. Precipitasi sotto forma d' una polvere rossa.

Solfotunstato glicico. Mescendo un sale glicico con solfotunstato potassico rosso o con solfotunstato giallo, non formasi alcun precipitato.

Solfotellurato glicico. Questo sale non puossi ottenere per via umida ; la terra si precipita allo stato di miscuglio col solfido tellurico, e svolgesi del gas solfido idrico.

XI. *Sali d' ittrio.*

I sali d'ittrio hanno, come i sali di glicio, un sapor zuccherino ed astringente. Il loro peso specifico è maggiore di quello della più parte degli altri sali terrosi. Fra i sali cristallizzati alcuni traggono al rosso-amatista, tinta che puossi ragionevolmente attribuire alla esistenza d'una piccola quantità di manganese. I sali d'ittrio sono precipitati in bianco dal cianuro ferroso-potassico. La potassa caustica vi produce un precipitato dello stesso colore, insolubile in un eccesso di alcali. I carbonati alcalini in grandissimo eccesso sciolgon la terra precipitata, ma in quantità ben piccola, in confronto di quella del dissolvente adoprato. La proprietà più caratteristica dell' ittria è quella, oltre il sapor de' suoi sali, di formare coll'acido solforico un sale cristallizzato, facile a riconoscersi per le proprietà che descriveremo qui appresso.

A. *Sali aloidi d' ittrio.*

Cloruro ittrico. Lo si ottiene facendo roventare, in una corrente di gas cloro, un miscuglio di carbone e d'ittria. Il cloruro sublimasi in aghetti bianchi e brillanti, che formano ne'luoghi più prossimi al calore una massa cristallina semi-fusa. Disciolgonsi nell' acqua, svolgendo molto calore, e si liquefanno all' aria prontamente. La soluzione fornisce, allorchè si evapora, una massa gommosa, che svolge dell' acido idroclorico e lascia dell' ittria, quando si espone a più forte calore.

Cloruro ittrico-potassico. Lo si prepara mescendo i due cloruri anidri e riscaldando il miscuglio. Questo sale disciogliesi nell' acqua con isvolgimento di calore. Il cloruro ittrico non si volatilizza, allorchè si riscalda questa combinazione.

Fluoruro ittrico (fluato d' ittria). E' insolubile, anche in un ec-

cesso di acido idrofluorico. Il suo sapore è astringente, ed arrossa la carta di tornasole; esponendolo al calore rovente, perde dell' acqua, senza venire decomposto, e dopo la calcinazione è scipito, e più non reagisce sul tarnasole. Incontrasi nel regno minerale meschiato ai fluoruri cerico e calcico; ma fino al presente non ritrovossi che nei dintorni di Fahlun.

Fluoruro borico-ittrico (fluoborato d'ittria). Non si discioglie che in un eccesso di acido, e cristallizza quando questo si evapora.

Fluoruro silicico-ittrico (fluosilicato d'ittria). E' insolubile, sciogliesi in un eccesso di acido, e rimane sotto forma di polvere insolubile quando si evapora questo eccesso.

Il *cianuro* e il *solfocianuro ittrici* sono ignoti.

B. *Ossisali d'ittrio.*

Solfato ittrico. Cristallizza facilmente. I cristalli sono rosei, fioriscono a 40°, e divengono d' un bianco-latteo, conservando però la lor forma. Non riacquistano la loro trasparenza nell' acqua. Questo sale è osservabile per la lentezza con cui si discioglie anche nell'acqua calda; e appunto per tale lentezza si crederebbe alle prime insolubile: ma a poco a poco discioglìesi completamente. La soluzione saturata ne contiene da $\frac{1}{45}$ a $\frac{1}{30}$ del suo peso. Un eccesso d' acido rende questo sale meno solubile e favorisce la sua cristallizzazione. Al calore rovente il solfato ittrico perde $\frac{2}{3}$ del suo acido e passa allo stato di sottosale. Con un calore fortissimo e prolungato si perviene a scacciar tutto l' acido. Si può anche ottenere il *sottosale*, precipitando il sal neutro coll' ammoniaca in eccesso, che s' impadronisce soltanto de' due terzi dell' acido.

Solfato ittrico-potassico. Disciogliesi difficilmente, come il sale precedente, e colla evaporazione deponesi sotto forma di una crosta salina, bianca, irregolare.

Nitrato ittrico. Questo sale è deliquescente; abbandonando

la soluzione concentrata a sè stessa, forma, dopo qualche tempo, de' cristalli senza colore, voluminosi. Col calore diseccasi in una massa gommosa.

Fosfato ittrico. 1.° *Fosfato neutro.* E' insolubile e non si fonde al cannello.

2.° *Fosfato sesquittrico.* Ottiensi precipitando la terra coll'ammoniaca da una soluzione acida contenente acido fosforico. Precipitasi pure quando si fa bollire una soluzione saturata di sale neutro nell' acido nitrico od idroclorico. Il precipitato è gelatinoso e semitranslucido. Se disciogliesi in uno di questi acidi, ed evaporasi la soluzione, si trova sul vetro un residuo d' un bianco di smalto, insolubile nell' acqua. Se lo si discioglie in un eccesso di acido solforico, e si evapora il liquore, il sale cristallizza. L' acqua-madre acida, concentrata, non contiene ittria in soluzione, ed i cristalli disciolgonsi parzialmente nell' acqua, lasciando uno scheletro della forma de' cristalli, il quale consiste in fosfato ittrico neutro. Se, dopo avere lavato il sottosale, lo si lascia seccare a poco a poco nell'aria, assorbe dell' acido carbonico, diviene neutro, e disciogliesi poscia con effervescenza negli acidi. Dopo una forte calcinazione è pochissimo solubile negli acidi. Lo si trovò a Lindesness in Norvegia sotto forma d' un minerale cristallizzato, completamente insolubile negli acidi. Le proprietà singolari di questo sal fossile mi indussero a considerarlo alcun tempo come una terra particolare, cui avea dato il nome di torina; finchè con nuova analisi scopersi ch' e' conteneva dell' acido fosforico.

Carbonato ittrico. Offresi sotto forma d' un leggero precipitato fioccoso, che si discioglie in piccola quantità nell' acqua carica di acido carbonico e ne' carbonati alcalini. Decompone i sali ammonici, e sciogliesi a poco a poco in un liquore che ne contenga.

Carbonato ittrico-ammonico. Se versasi il carbonato ammonico sul carbonato ittrico, una grande parte di questo disciogliesi. Lasciando riposare il liquore ventiquattr'ore, quasi tutto ciò che si

era disciolto, si depone in piccoli cristalli, e spesso la porzione di sale, che non era stata disciolta, diviene cristallina e forma questo doppio sale che non si discioglie nel carbonato ammonico. Viene decomposto coll' ebollizione e fornisce un residuo di carbonato ittrico.

Ossalato ittrico. E' insolubile nell' acqua.

Ossalato ittrico-potassico. È un precipitato insolubile, che lascia, dopo la calcinazione, un miscuglio di carbonato potassico e di ittria.

Borato ittrico. E' insolubile, si precipita sotto forma d' una polvere bianca.

Silicato ittrico. Meschiato co' silicati cerioso e ferroso, ritrovasi nella *gadolinite* e nell' *ortite*, minerali neri e brillanti, il primo de' quali ritrovasi, ancor più di rado, che il secondo, nel granito scandinavo.

Acetato ittrico. Forma cristalli rosei, inalterabili all' aria.

Tartrato ittrico. E' poco solubile nell' acqua e si discioglie negli alcali.

Citrato ittrico. E' insolubile.

Succinato ittrico. E' pochissimo solubile, e si precipita quando si meschiano le dissoluzioni concentrate dei sali che servono a produrlo; evaporando le dissoluzioni allungate, cristallizza in cubi.

Benzoato ittrico. Precipitato voluminoso, insolubile.

Selenito ittrico. È un precipitato bianco, caseoso, che non si discioglie in un eccesso di acido selenioso. Diseccato, forma una polvere bianca, che da prima abbandona dell'acqua, poi il suo acido, quando riscaldasi fino al rovente.

Arseniato ittrico. E' insolubile. L'ammoniaca lo converte in sottosale.

Cromato ittrico. Disciogliesi facilmente, e cristallizza in piccioli prismi gialli.

Molibdato e tunstato ittrici. Sono insolubili.

Tantalato ittrico. Questo minerale rarissimo trovasi nei dintorni di Yterby e di Fahlun. Ci è allo stato di *tantalato doppio sesquibasico* d' ittria e d' ossido ferroso, e costituisce così il minerale conosciuto sotto il nome d' *ittrotantalo.*

C. *Solfosali d' ittrio.*

Il solfuro ittrico sembra formare, come il solfuro glicico, de' sali solubili co' solfidi. La soluzione dell' acetato ittrico non viene intorbidata dal solfocarbonato potassico.

Solfarseniato ittrico. È solubile nell' acqua, e puossi ottenere, come il sale glicico corrispondente, facendo digerire l' idrato ittrico col solfido arsenico.

Solfarsenito ittrico. Comportasi come il sale glicico.

Solfomolibdato ittrico. Sembra esser solubile nell' acqua; poichè una soluzione di acetato ittrico non viene precipitata dal solfomolibdato potassico. Dopo dodici ore, formasi un precipitato bruno, ch' è un solfido molibdico, e non isvolge gas solfido idrico, quando si tratta cogli acidi. Il liquore si scolorisce a misura che il solfido molibdico si precipita.

Ipersolfomolibdato ittrico. Precipita sotto forma d'una polvere rossa.

XII. *Sali di zirconio.*

I sali di zirconio hanno un sapore del tutto astringente. Vengono precipitati dal solfato potassico, che s' impadronisce d' una parte del loro acido per convertirsi in sursale, e questo precipitato distinguesi da quelli che forniscono i sali di cerio e di torio in ciò, che non è interamente solubile nell' acqua. Vengono precipitati dalla potassa caustica di cui un eccesso non iscioglie il precipitato. Il cianuro mercuri-

co e il cianuro ferroso-potassico non intorbidano le soluzioni de' sali zirconici. Il solfoidrato potassico ne precipita dell' idrato zirconico, con isvolgimento di gas solfido idrico. L' infusione di noce di galla gli precipita in giallo.

A. *Sali aloidi di zirconio.*

Cloruro zirconico (muriato di zirconia). È solubilissimo nell' acqua, e la sua soluzione acida cristallizza in aghetti; l'acqua-madre acida contiene pochissimo cloruro zirconico. Su ciò è fondato il metodo di Chevreul, di spogliare la zirconia dell'ossido ferrico, il quale rimane disciolto nel liquore acido. Questi cristalli sono solubili nell' acqua e nell'alcoole. All'aria vanno in efflorescenza, e perdono, non solo parte dell' acqua, ma e la metà del cloro, che sfugge allo stato di acido idroclorico, mentre la metà del zirconio si ossida e forma un *sale basico.* Evaporando a secchezza una soluzione del sale neutro , formasi una sostanza giallastra, gommosa, e svolgesi dell'acido idroclorico. Questa sostanza disciogliesi nell' acqua con lentezza, ma completamente; costituisce il sale basico ch'è composto di cloruro zirconico e di zirconia in una tal proporzione, che il cloruro e l'ossido contengono la stessa quantità di zirconio. Questa soluzione precipita la soluzione di colla forte. Se si fa bollire la soluzione del sale basico per un' ora e più , precipitasi un sale contenente un maggior eccesso di base; è gelatinoso, semitrasparente, difficile ad esser lavato, e diseccasi in una massa translucida, giallastra, dura e screpolata.

Fluoruro zirconico. Disciogliesi facilmente nell' acqua. L' acido idrofluorico discioglie tanto idrato zirconico, finchè il liquore abbia perduto il suo sapore acido ed acquistatone uno astringente; evaporata ad un dolce calore, la soluzione fornisce un sale cristallizzato, cui l'acqua decompone in sottosale insolubile, che si precipita, ed in sale acido che si discioglie. Facendo bollire questa soluzione, una parte della terra precipitasi, ed il liquore diviene ancor più acido.

Fluoruro zirconico-potassico. Forma, come il sale alluminico, due combinazioni. L'una ha origine quando versasi a goccia a goccia il fluoruro zirconico nel fluoruro potassico, adoprando dissoluzioni un po' concentrate; l'altra si produce col versare il fluoruro potassico nel fluoruro zirconico. Ne' due casi conviene avvertire di non precipitar tutto il sale. Nella prima di queste combinazioni il fluoro del sale potassico sta a quello del sale zirconico come 1 : 1 $\frac{1}{2}$; nel secondo come 1 : 2. Niuna di esse contiene acqua di cristallizzazione. Disciolgonsi tutte e due nell'acqua bollente, e cristallizzano coll' evaporazione o col raffreddamento del liquore in piccoli cristalli granellosi, pochissimo solubili nell' acqua fredda. Il calore rovente non li decompone. Ripristinando questi sali col potassio, si ottiene lo zirconio.

Fluoruro silicico-zirconico. Disciogliesi facilmente nell'acqua, e si depone coll'evaporazione in cristalli bianchi, iridescenti. La sua soluzione s'intorbida quando si fa bollire; nullameno la maggior parte del sale rimane in dissoluzione.

Il *cianuro* e il *solfo-cianuro zirconici* sono ignoti.

B. *Ossisali di zirconio.*

Solfato zirconico. 1.° *Solfato neutro.* Lo si prepara mescendo la zirconia (anche calcinata) allo stato di polvere fina coll' acido solforico diluito con metà o con un terzo del suo peso d'acqua, e facendo digerire il miscuglio finchè l'eccesso di acido venga scacciato ad una temperatura che non oltrepassi il rovente. Il sale disciogliesi a rilento nell'acqua fredda, e con grandissima prontezza nell'acqua bollente. Evaporandone la soluzione, ottiensi una massa gommosa, che si disecca da ultimo in un residuo bianco e screpolato, senza tracce di cristallizzazione. Questo sale per altro può ottenersi sotto forma cristallina; basta a tale oggetto mescere la sua soluzione con acido solforico; cristallizza allora a misura che l'acido concentrasi, e forma

la sua acqua-madre. I cristalli non contengono alcun eccesso di acido combinato, e, dopo la cristallizzazione del sale, l'acido è quasi scevro di zirconia. I cristalli possono lavarsi coll'alcoole. Il solfato zirconico contiene acqua di cristallizzazione, fondesi per l'azione del calore, gonfiasi come l'allume, e sopporta il calore appena rovente, senza perdere acido solforico. Al rovente vivo, viene decomposto, e lascia della zirconia pura. L'ammoniaca, versata in eccesso nella soluzione di questo sale, ne precipita un idrato zirconico e non un sottosolfato.

2.° *Solfato bizirconico.* Formasi aggiungendo dell'idrato zirconico ad una dissoluzione acquosa concentrata del sale neutro, finchè il liquore non disciolga più idrato. Evaporando questa soluzione fino a secchezza, ottiensi una massa gommosa, screpolata, che si discioglie in una piccolissima quantità d'acqua; ma se allungasi d'acqua, si precipita un sale con maggior eccesso di base, e il precipitato aumenta a proporzione che si diluisce, finchè il liquore non contiene più che sale neutro.

3.° *Solfato trizirconico.* Questo è il precipitato che ottiensi come dicemmo. Lo stesso sale formasi mescendo la soluzione del sale neutro, da prima collo spirito di vino, poi coll'acqua. È una polvere bianca, fioccosa, insolubile nell'acqua. In questi tre sali le quantità di base stanno alla quantità di acido contenuta nel sale neutro come 1, 2 e 3.

Solfato zirconico-potassico. Mescendo la soluzione d'un sale zirconico con una soluzione di solfato potassico, si precipita della zirconia; se aggiungesi pur del solfato potassico finchè il liquore ne venga saturato, la maggior parte della zirconia si separa; in fine tutta la terra viene precipitata, quando si neutralizza esattamente colla potassa l'acido contenuto nel liquore. La causa della precipitazione della zirconia dipende dalla tendenza che ha il sale potassico a divenir acido, e da quella che ha pure il sale zirconico a divenir basico. Il precipitato si discioglie parzialmente nell'acqua pura, e quando si lava,

l'acqua di lavacro s'intorbida allorchè giunge nel liquore già feltrato. Se si fa bollir il liquore unitamente al precipitato, una porzione di questo sciogliesi nell'acido libero, e si precipita poscia col raffreddamento; ma la parte non disciolta provò coll'ebollizione un mutamento il quale consiste nell'essere divenuta insolubile non solo nell'acqua, ma anche negli acidi solforico, nitrico e idroclorico. Prova lo stesso cangiamento quando si lava coll'acqua bollente. Questa combinazione insolubile è un sottosale in cui l'acido è combinato con sei volte altrettanta base che nel sale neutro, e nel tempo stesso con una sì picciola quantità di potassa, che potrebbesi riguardare la sua esistenza come non essenziale alla combinazione, se il solfato sodico producesse un precipitato analogo, ciocchè per altro non avviene. Il sottosale è disciolto dal carbonato ammonico, e si precipita dalla dissoluzione quando fassi bollire; il precipitato conserva negli acidi la sua insolubilità. Per renderlo solubile, conviene farlo bollire o fondere colla potassa o colla soda caustiche, poi accuratamente lavarlo; l'idrato rimane allora allo stato di purezza. Il bisolfato potassico scioglie la zirconia colla fusione, e forma con essa un sal doppio, ch'è perfettamente trasparente quando è fuso. L'acqua che versasi su questo sal doppio s'impadronisce del bisolfato potassico, e lascia il sale basico poco solubile di cui trattiamo. Quando la massa salina fusa contiene un grande eccesso di bisolfato, sciogliesi interamente nell'acqua. Della proprietà che possede la zirconia di venire precipitata dal solfato potassico si può profittare per separar la zirconia dal ferro e da altri corpi stranieri.

Solfato zirconico-ammonico. Questo sale doppio precipitasi mescendo una soluzione di zirconia neutra e concentrata, con solfato ammonico. Rassomiglia al sale precedente, ma sciogliesi sì nell'acqua fredda e nella bollente, che negli acidi. Talvolta non si riescì a produrre questo sale, e spesso si ridiscioglie immantinente.

Nitrato zirconico. È solubile, e diseccasi, mediante il calore, in una sostanza gommosa, che da ultimo si trasforma in una massa sere-

polata. Questa si ridiscioglie del tutto nell' acqua quando il liquore non giunge oltre 100° , e la soluzione possede la proprietà di disciorre una quantità notabile d'idrato zirconico , con cui forma un sottosale solubile. Si può aggiunger molto alcali a questa dissoluzione prima che si produca un precipitato.

Fosfato zirconico. È insolubile nell'acqua.

Carbonato zirconico. Del pari. Questo sale contiene acqua in combinazione.

Ossalato zirconico. Non si discioglie , nè meno in un eccesso di acido. Su ciò appoggiasi il metodo di purificazione proposto da Dubois e Silveira , il quale consiste a far bollire la zirconia coll' acido ossalico, che scioglie l'ossido ferrico, e lascia l'ossalato zirconico.

Borato zirconico. È insolubile.

Silicato zirconico. Trovasi nel regno minerale ove porta il nome di *giargone*; quand' è trasparente e d'un rosso carico, chiamasi *giacinto*, e annoverasi allora fra le pietre preziose. È sempre cristallizzato e durissimo. Il giacinto perde al calore rovente il suo colore, e diviene limpido come l' acqua. È insolubile negli acidi , non eccettuato l' acido idrofluorico, e non viene decomposto che quando calcinasi con un alcali caustico, nella quale operazione la soda si dee preferire alla potassa; poichè questa fornisce un sottosale doppio, quando si tratta la massa con un acido, e questo sale richiede , per decomporsi e disciorsi, una nuova calcinazione. Nel minerale zirconio, l' acido e la base contengono la stessa quantità d' ossigeno. Trovasi del silicato zirconico in un solo altro minerale, l'*eudialite* , in cui è combinato co' silicati sodico, ferroso e manganoso.

Acetato zirconico. Diseccasi in una sostanza bianca, polverosa, che si liquefà all' aria , e sciogliesi facilmente nell' acqua e nell' alcoole.

Tartrato zirconico. Con un eccesso di acido sciogliesi facilmente nell'acqua. Il tartrato ammonico intorbida la soluzione de' sali zirconici neutri , ma il precipitato viene ridisciolto da un alcali , ed il

tartrato zirconico non viene precipitato nè dagli alcali caustici, nè da' carbonati alcalini.

Citrato zirconico. È solubile nell'acqua.

Benzoato e succinato zirconici. Sono tutti e due insolubili.

Selenito zirconico. E' una polvere bianca, insolubile nell'acqua e in un eccesso di acido selenioso, che viene decomposta colla calcinazione.

Arseniato zirconico. E' insolubile.

Titanato zirconico. Trovasi presso Fredrikswärn in Norvegia, ove è accompagnato da giargoni. E' contenuto in due minerali cristallizzati, sì in prismi rettangolari a quattro piani, stretti e neri, che in ottaedri neri e giallastri; questi minerali, conosciuti sotto il nome di *polimignite* e di *pirocloro*, offrono all'analisi un gran problema, relativamente alla difficoltà che prova il chimico quando si tratta di separare l'acido titanico dalla zirconia, in modo di poter valutare la quantità di ognuno di questi corpi. Contengono inoltre de' titanati ittrico, cerioso, ferroso, manganoso e calcico.

C. *Solfosali di zirconio.*

Il solfuro di zirconio forma de' sali per la più parte insolubili o poco solubili; dopo la diseccazione, non vengono intaccati dall'acido idroclorico o dall'acido solforico diluito.

Solfarseniato zirconico. Viene precipitato sì dai solfarseniati, che dai sottosolfarseniati. Il precipitato non appare che dopo alcuni istanti; è d'un giallo-cedro allo stato umido, e d'un giallo-arancio dopo la diseccazione, per cui il colore del solfuro zirconico diviene predominante. Non è menomamente alterato dagli acidi, che non gli tolgono punto di zirconia. Si sa che il solfuro zirconico è pure inattaccabile dagli acidi.

Solfarsenito zirconico. Forma un precipitato arancio, che divie-

ne più carico col diseccarsi. Il liquore da cui venne precipitato è giallo, il che prova esser esso solubile.

Iposolfarsenito zirconico. Offresi sotto forma d' un precipitato bruno-carico, translucido, che lentamente cade al fondo del vase.

Solfomolibdato zirconico. Non si sa con certezza se esista o no questo sale. Volendo prepararlo per doppia decomposizione, svolgesi del gas solfido idrico; donde si comprende che la terra non viene ripristinata dalla solfobase del sale aggiunto.

Solfotunstato zirconico. E' un precipitato giallo-brunastro.

XIII. *Sali di torio*.

I sali di torio sono scoloriti quando l' acido, che entra nella loro composizione, non è colorito. Hanno un sapore puramente astringente, non amaro nè acido o salato. Le loro soluzioni vengono precipitate in bianco dall' acido ossalico, anche quando sono acidissime. Nelle soluzioni neutre, il cianuro ferroso-potassico forma un precipitato bianco; e quando disciogliesi del solfato potassico nella soluzione d'un sale torico, finchè il liquore ne sia saturato, questo sale vi produce un precipitato cristallizzato di solfato doppio, che si depone dopo alcun tempo. Queste tre reazioni possono servire a distinguere i sali di torio da tutti gli altri sali, eccetto quelli a base di ossido cerioso. Differiscono da questi sì nel loro sapore, che nell' ingiallire all' aria l' idrato cerioso precipitato dalla potassa caustica, laddove l' idrato torico diviene bianco. Varii sali torici forniscono dei precipitati di sottosali, quando si fa bollire la lor soluzione. Colla calcinazione vengono più facilmente decomposti che i sali di zirconio, e forniscono un residuo di torina pura.

A. *Sali aloidi di torio.*

Cloruro torico. Per averlo allo stato anidro, si meschia la terra collo zucchero puro, riscaldasi il miscuglio in un crogiuolo coperto, in modo di carbonizzare lo zucchero, ed avendo bene calcinata la massa, la si riscalda fino al rovente vivo in un tubo di porcellana, attraverso cui si fa passare una corrente di gas cloro secco, come si disse trattando del cloruoro alluminico. Producesi del gas ossido carbonico e del cloruro torico, e questo sale deponesi alla parte del tubo ove cessa di essere rovente; forma una massa semifusa, bianca, densa, a spezzatura cristallina; si può sublimarlo, e fornisce allora una unione di cristalli bianchi e brillanti. Combinasi coll'acqua svolgendo calore, e liquefassi all'aria. Combinato che sia coll'acqua non puossi ottenere allo stato anidro, e quando riscaldasi, si decompone, svolge dell'acido idroclorico e lascia della torina. Ottiensi il cloruro acquoso sciogliendo l'idrato torico nell'acido idroclorico. Quando il liquore contiene un eccesso di acido, si può farlo cristallizzare concentrandolo: allora fornisce una massa cristallizzata in raggi. L'acido in eccesso non si combina con questo sale, ma il rende meno solubile. I cristalli sono deliquescenti. Se evaporasi la soluzione a dolce calore fino a secchezza, ottiensi il cloruro torico acquoso sotto forma d'una massa salina che liquefassi all'aria, e non fornisce cristalli. Questa massa è meno solubile nell'acido idroclorico che nell'acqua; l'alcoole la scioglie facilmente. La soluzione del cloruro torico non viene decomposta, nè intorbidata quando si fa bollire.

Il cloruro torico forma colla torina combinazioni basiche che non vennero peranco esaminate. Se nella preparazione del cloruro torico si fa giungere il gas cloro, al suo uscire dal tubo di porcellana, in un recipiente di vetro, lascia sul vetro una lieve vernice bianca, per nulla cristallina, che sembra disciorsi nell'acqua; infatti cede a questa del cloruro torico, e lascia sul vetro un residuo d'i-

drato torico, invisibile finchè è umido, che diviene bianco colla diseccazione, aderisce fortemente al vetro e non è solubile in alcun acido, tranne nell'acido solforico concentrato. Si deve avvertire che la terra ottenuta così per via umida si trova in uno stato d'insolubilità negli acidi.

Cloruro torico-potassico. Ottiensi evaporando una soluzione de' due sali. E' cristallizzabile, solubilissimo, e liquefassi quasi all' aria: l' alcoole lo discioglie pure facilissimamente. Riscaldando il sale secco in mezzo una corrente di gas acido idroclorico, perviensi a privarlo d' acqua senza che molto ve n' abbia di decomposto. La massa salina calcinata può adoprarsi nella ripristinazione del torio col potassio.

Bromuro torico. Il sale acqueo viene prodotto dalla soluzione dell'idrato torico nell'acido idrobromico. Coll'evaporazione spontanea, diseccasi in una massa gommosa bianca. Se il liquore contiene un eccesso d'acido idrobromico, questo decomponesi, formasi dell' acqua e del bromuro torico gommoso, d' un giallo-carico, che non si altera all' aria; esso è un grado superiore di combinazione del torio col bromo. Aggiungendo a questo sal giallo del bromuro potassico, l' eccesso di bromo, reso libero, si evapora, e rimane un sale doppio disciolto nel liquore.

Fluoruro torico. E' una polvere bianca, che ottiensi versando l' acido idrofluorico sull'idrato torico, la quale è insolubile nell' acqua e in un eccesso di acido. Essa non viene decomposta colla calcinazione. Il potassio, che mettesi in contatto con questo sale, non ripristina il torio che incompletamente, ciocchè soltanto dipende dalla impossibilità di farne un intimo miscuglio.

Fluoruro torico-potassico. Lo si ottiene precipitando coll'acido idrofluorico o con un fluoruro il miscuglio d' un sale torico con un sale potassico. Questo sal doppio è bianco, polveroso, insolubile nell' acqua e resiste al calore rovente. Il potassio ripristina senza svolgimento di luce il torio contenuto in questo sale.

Cianuro ferroso-torico. Precipitasi sotto forma d' una polvere bianca e pesante, quando si meschia una soluzione neutra di torina col cianuro ferroso-potassico. Gli acidi sciolgono questo sale, gli alcali lo decompongono, separando un idrato torico. Il cianuro ferrico-potassico non intorbida le soluzioni de' sali torici.

B. *Ossisali di torio.*

Solfato torico. Quando si vuole preparar questo sale colla terra calcinata, conviene ridurla allo stato di polvere finissima, poichè le parti più grossolane non si disciolgono ; dopo di che versasi sopra dell' acido solforico, diluito con piccola quantità d' acqua, per esempio, con metà del suo peso. Se l' acido contiene più acqua, non comincia ad agire sulla terra che quando giunse a questo grado di concentrazione. Dopo una digestione di alcune ore, scacciasi l' eccesso d'acido con un dolce calore; il sale allora rimane sotto forma d' una polvere bianca. Si discioglie nell' acqua, talvolta istantaneamente, talvolta dopo qualche tempo. Se ci si versa una piccolissima quantità d' acqua, il miscuglio riscaldasi, e il sale sciogliesi allora molto più lentamente. Per avere il solfato torico cristallizzato, basta aggiungere un po' d'acido solforico alla soluzione, ed evaporarla poscia spontaneamente alla temperatura di 15° o al di sotto. Il sale neutro cristallizza a poco a poco, e l'acido rimane presso che interamente nell' acqua-madre. I cristalli sono romboedrici, e non si alterano all' aria a 15° o al di sotto. Ad una temperatura un po' più elevata, divengono d'un bianco-latteo, abbandonano $\frac{1}{5}$ della lor acqua di cristallizzazione, e la perdono totalmente a 60°, senza nullameno cadere in polvere. Contengono 29 $\frac{1}{2}$ per cento d' acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è quintuplo di quello della terra. Questo sale possede, come il solfato ittrico, la proprietà singolare di sciorsi nell' acqua con estrema lentezza. Può

rimanere nell' acqua lungo tempo senza che gli spigoli de' cristalli si smuzzino. Se si riscalda nell' acqua, non tarda a divenire d' un bianco di latte; nel tempo stesso perde $\frac{1}{3}$ della sua acqua di cristallizzazione, e copresi d' una nube bianca che, freddando, sparisce. La causa di questo fenomeno è che il solfato torico abbandona ad una temperatura un poco elevata una parte della sua acqua, e forma una combinazione che contiene 14 $\frac{1}{3}$ per cento di acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della terra come 2 : 1; questo sale è tanto meno solubile nell' acqua, quanto più questa avvicinasi al punto di ebollizione; ma la porzione che vi si era deposta, si ridiscioglie a misura che il liquore raffredda. Tale proprietà è sì manifesta, che, riscaldando una soluzione diluita di solfato torico in un vase piatto, finchè il liquore cominci ad intorbidarsi, si tolga allora dal fuoco, e fortemente si soffi entro la superficie, la soluzione ripiglia la sua limpidità. Evaporando una soluzione di questo sale, con o senza eccesso di acido, mediante il calore, il sale deponesi sotto forma d' una massa voluminosissima, leggera, d' un bianco di latte, anche quando la temperatura non venne elevata oltre 20°; e il liquore da ultimo non contiene che tracce di sale, e l' acido libero che vi si poteva oltre ciò ritrovare. Il sale così deposto puossi lavare coll' acqua bollente senza perdita considerevole; esso è formato di cristalli microscopici, lanugginosi, delicatissimi, molli e flessibili, che si disciolgono completamente, sebbene a rilento, nell' acqua fredda, e vengono sciolti molto più prontamente quando il volume di acqua è grande. Passano interi mesi prima che l' acqua venga da questo saturata.

Il solfato torico è insolubile nell' alcoole, che lo precipita da una soluzione acquosa; operando a caldo, il sale così precipitato contiene 14 $\frac{1}{3}$ di acqua combinata, mentre, precipitato a freddo, ne ritiene 29 $\frac{1}{2}$ per cento.

Alcune circostanze fanno presumere che la torina combinisi per

via secca con un eccesso di acido solforico, e che questo sursolfato indi si sciolga nell' acqua.

Esistono pure de' sotto-solfati torici, ed, a quanto pare, a più gradi di soprassaturazione. Se aggiungesi dell' ammoniaca caustica ad una soluzione neutra di solfato torico, formasi un precipitato che non tarda a sparire, e che sembra formare così un sottosale solubile. Aggiungendo quanta ammoniaca basta perchè il precipitato divenga permanente, senza per altro che tutta la torina sia precipitata, ottiensi un sottosale insolubile. Se si riceva quest' ultimo sopra un feltro, e lo si lavi con acqua, specialmente con acqua calda, questa s' impadronisce d' una porzione d' acido solforico, e rimane sul feltro un sale che contiene ancor più base in eccesso. Non si sa tuttavia ove arrestisi l'azione decomponente dell' acqua.

Solfato torico-potassico. Il miglior metodo per preparare questo sale doppio è sospendere un pezzetto di solfato potassico in una soluzione di torina. Dopo qualche tempo il liquore comincia ad intorbidarsi, e deponesi al fondo del vase una polvere cristallina, che cuopre eziandio le pareti di esso, ed altro non è che questo sal doppio. Decantasi il liquore, e lavasi il precipitato con una soluzione saturata di solfato potassico. Se vuolsi precipitare allo stato di sale doppio tutta la torina contenuta in una simile dissoluzione (e questa precipitazione può riuscire importante in esperienze analitiche), è mestiero, come dissi parlando della estrazione della terra, mescere la soluzione con una soluzione di solfato potassico saturata al punto di ebollizione, e porre quest' ultima in quantità sì grande, che il liquore freddato fornisca cristalli di solfato potassico eccedente; allor l'acqua-madre che rimane, non contiene torina. Il sal doppio precipitato disciogliesi facilmente nell'acqua fredda, e viemmeglio nell' acqua calda, e cristallizza sì col raffreddamento, che colla spontanea evaporazione del liquore. Io l'ottenni cristallizzato in prismi rettangolari, i quali erano in forma di

croce alle loro sommità troncate trasversalmente; la faccia esterna aveva degli angoli rientranti longitudinali, e i cristalli erano per conseguente emitropici. Facendo bollire per lungo tempo una soluzione neutra di questo sale, si decompone fino ad un certo punto; formasi del bisolfuro potassico che rimane disciolto, e deponesi un sottosolfato torico. Ma questo disciogliesi facilmente negli acidi e differisce sotto questo rapporto dal sedimento prodotto nelle circostanze medesime dal sale zirconico corrispondente. Il solfato torico-potassico è insolubile nell' alcoole. Contiene dell'acqua di cristallizzazione che sfugge a un dolce calore, senza che i cristalli vadano in polvere. Se si riscalda un miscuglio di torina e di bisolfato potassico, finchè sia in fusione rovente, ottiensi lo stesso sale doppio, ma questo non si discioglie nel sale fuso. Il bisolfato torico-potassico cristallizzato è formato di 39,312 parti d' acido solforico, di 23,138 di potassa, di 33, 139 di torina e di 4, 412 d' acqua; la terra, l' alcali e l' acqua contengono tutti la stessa quantità d' ossigeno. Non si pervenne a combinare questi due sali in altre proporzioni.

Nitrato torico. E' solubilissimo tanto nell' acqua che nell' alcoole. Posto in uno spazio rinchiuso, sopra un vase contenente acido solforico, diseccasi in una massa cristallina. All' aria rimane scilopposo ed in uno stato semi-liquido. La sua dissoluzione non s' intorbida bollendo.

Nitrato torico-potassico. E' solubilissimo nell' acqua e nell' alcoole. Colla evaporazione spontanea forma un ammasso di cristalli radiati.

Fosfato torico. E' una polvere bianca, insolubile nell' acqua e in un eccesso di acido fosforico, e difficile a fondersi al cannello.

Borato torico. Precipita in fiocchi bianchi, insolubili nell' acqua e in un eccesso d' acido borico.

Carbonato torico. Precipita con effervescenza, e contiene quindi men acido carbonico de' carbonati ordinarii. Non si discioglie nell' acqua saturata d' acido carbonico. L' idrato torico attrae, duran-

te il diseccamento, l'acido carbonico dell' aria, e disciogliesi poscia con effervescenza negli acidi.

Ossalato torico. È una polvere bianca, pesante, insolubile in un eccesso di acido ossalico, e pochissimo solubile in altri acidi diluiti. Ha molta tendenza a passare sotto forma lattea attraverso il feltro sopra il quale si lava; ma ciò non avviene quando si adopera per lavarlo un' acqua contenente in soluzione un po' d' acido ossalico.

Ossalato torico-potassico. È una polvere simile alla precedente, e, com'essa, insolubile nell' acqua e negli acidi diluiti. Questo sale differisce però dall' ossalato semplice in ciò, che divien nero ed alcalino quando calcinasi. Se si fa bruciare il carbone ottenuto, il residuo bianco si stempera nell'acqua, che scioglie del carbonato potassico, e lascia la terra bianca in uno stato di gran divisione.

Arseniato torico. E' insolubile nell' acqua e in un eccesso di acido arsenico.

Cromato torico. Il sal neutro si precipita in fiocchi di un giallo-chiaro; il sal acido è solubile in giallo nell' acqua.

Molibdato torico. E' bianco e insolubile. I bimolibdati precipitano pure le soluzioni de'sali torici.

Tunstato torico. Come il precedente.

Tartrato torico. Lo si prepara saturando l' idrato torico coll' acido tartrico. È bianco, fioccoso, insolubile nell'acqua e solubile parzialmente nell' ammoniaca. Viene sciolto da un eccesso di acido tartrico, e allora fornisce colla evaporazione un sale acido cristallizzato. Questo sursale viene decomposto dall' alcoole in sale più acido che vi si scioglie ed in sal neutro che rimane. Nè il surtartrato, nè alcun altro sale torico cui siasi aggiunto dell' acido tartrico, vengono precipitati dagli alcali, e non si può estrarne la torina che distruggendo l' acido tartrico colla calcinazione.

Tartrato torico-potassico. Lo si ottiene facendo digerire l' idrato

torico col cremor di tartaro e coll' acqua. Forma un sale cristallino, poco solubile, la cui soluzione non viene precipitata dagli alcali, ed è resa soltanto opalina dal cianuro ferroso-potassico.

Citrato torico. Lo si prepara come il tartrato. È insolubile allo stato neutro. Il surcitrato torico è solubilissimo nell' acqua, e fornisce colla evaporazione una massa sciloppposa incristallizzabile, il cui sapore è più acido che astringente. Il sale neutro e il sal acido si disciolgono nell' ammoniaca caustica, e, dopo l' evaporazione dell' ammoniaca in eccesso, rimane una massa gommosa, trasparente, perfettamente solubile nell' acqua.

Acetato torico. Diluendo l' idrato torico ancor umido in un eccesso di acido acetico, la terra risolvesi in una massa opaca, viscosa, che rassomiglia alla colla di farina. Il carbonato torico, al contrario, si stempera semplicemente nell' acido, producendo un' effervescenza, ma non si disciogIie che poca terra. Ne' due casi l' acetato torico si separa, con una dolce evaporazione, sotto forma d' una massa non cristallina, d' un bianco di latte, e l' acido ne ritiene pochissima in dissoluzione. L' acetato potassico non precipita la torina dalle sue dissoluzioni, nè meno coll' ebollimento, poichè si formano in tal caso dei sali doppi.

Succinato torico. Forma un precipitato bianco, fioccoso, quando si mesce il solfato torico neutro con un succinato neutro. Ottiensi la stessa combinazione trattando l' idrato torico coll' acido succinico; ma in tal caso il sale è più bianco e più compatto. É poco solubile in un eccesso di acido succinico.

Formiato torico. Sciogliendo l' idrato torico nell' acido formico, e lasciando la soluzione evaporarsi spontaneamente, ottiensi un sale cristallizzato, che viene decomposto dall' acqua fredda in sale acido solubile, ed in sottosale che rimane. L' acqua bollente, al contrario, discioglie il formiato torico senza decomporlo. E' poco solubile nell' alcoole.

C. *Solfosali di torio.*

Non sembra che il torio possa formare, al pari dell' alluminio, de' solfosali per via umida; poichè, per esempio, mescendo il solfato torico col solfarseniato sodico, producesi un precipitato con isvolgimento di gas solfido idrico, e gli acidi, co' quali trattasi questo precipitato, disciolgono la torina senza svolgimento di gas solfido idrico. Il precipitato consiste dunque in un miscuglio d' idrato torico e di solfido arsenico.

XIV. *Sali di cerio.*

Noi giungiamo di presente ad un corpo elettropositivo, che forma più d' una serie di sali. Chiamerem queste serie, dietro i gradi di combinazione, *sali ceriosi* e *sali cerici.* Le proprietà generali di questi sali sono le stesse sì per i sali aloidi, che per gli ossisali; ma differiscono per i solfosali. Questa osservazione riguarda, non solo il cerio, ma tutti i metalli che formano più serie di sali.

Sali ceriosi.

Sono generalmente senza colore; alcuni traggono al rosso-amatista, come i sali manganosi. Il lor sapore è zuccherino, indi astringente. Rassomigliano moltissimo ai sali d' ittrio da' quali non si potrebbe distinguerli se non possedessero la proprietà di formare col solfato potassico un sale poco solubile. La soluzione del cianuro ferroso-potassico gli precipita in bianco; il gas solfido idrico è senza azione sovr' essi, ma i solfoidrati gli precipitano con isvolgimento di gas solfido idrico. In generale è difficilissimo ottenere i sali ceriosi scevri perfettamente di sali cerici.

Sali cerici.

Si ottengono questi sali sciogliendo negli acidi l' ossido cerico calcinato. Distinguonsi dagli altri sali pel loro color giallo, talvolta arancio, e pel loro sapore dolce-acidetto e fortemente astringente. Facendoli bollire coll' acido idroclorico, svolgon del cloro, e passano allo stato di sali ceriosi. I solfoidrati gli precipitano in bianco.

A. *Sali aloidi di cerio.*

Cloruro cerioso. Secondo Mosander, ottiensi allo stato anidro, riscaldando il solfuro cerioso in una corrente di gas cloro secco. Del cloruro di solfo si svolge, e formasi una massa bianca, porosa, coerente, ch' entra in fusione al calore del rosso nascente, senza sublimarsi. La sua soluzione acquea è senza colore ; ma all' aria facilmente ingiallisce, e contiene allora del cloruro cerico. Il cloruro cerioso cristallizza difficilmente e soltanto allorchè la soluzione è arrivata alla consistenza di mele. All' aria si umetta prontamente. L' alcoole lo scioglie ; la dissoluzione arde con fiamma verde, scintillante. Dopo la combustione dell' alcoole, rimane un sale scevro di cloruro cerico. Riscaldato in una storta, il cloruro cerioso abbandona dapprima la sua acqua di cristallizzazione, poi una parte di acido idroclorico ch' è meschiata di cloro, quando il sal contenga cloruro cerico, e rimane alla fine un sal basico bianco, che non tarda ad ingiallire, quando esponesi all' aria dopo averlo umettato. Ottiensi lo stesso sal basico, allorchè, nella preparazione del cloruro cerioso, il gas cloro è meschiato col gas ossigeno. Prodotto che sia, è quasi insolubile negli acidi, e non si può decomporre che calcinandolo colla potassa.

Cloruro cerico. Si ottiene sciogliendo l' ossido cerico a freddo nell'acido idroclorico. La soluzione è di un giallo-rossastro ; e quando contiene un eccesso di acido idroclorico, fornisce del cloro, per poco

che si riscaldi; dopo di che rimane una soluzione d' un giallo-aureo, che sembra essere un cloruro doppio cerioso-cerico.

Fluoruro cerioso (protofluato di cerio). Polvere bianca, insolubile.

Fluoruro cerico (deutofluato di cerio). Offresi sotto forma d' una polvere gialla, insolubile. Trovasi nel regno minerale, presso Fahlun, cristallizzato in prismi esagoni, gialli ed opachi, od allo stato di massa terrosa, bianca o rosea, od in combinazione co' fluoruri ittrico e calcico (*ittrocerite*), e sotto forma d' una massa bruno-violetta o d'un grigio-biancastro, la cui spezzatura è cristallina. Tutti questi composti contengono un miscuglio di fluoruro cerioso e di fluoruro cerico; ma quest' ultimo vi si trova in maggiore quantità del primo. Trovasi nel luogo medesimo il fluoruro cerico allo stato di sal basico, vale a dire combinato coll' ossido cerico. E' giallo e cristallino, ma rarissimo.

Il *cianuro* e il *solfocianuro di cerio* sono ignoti.

B. *Ossisali di cerio.*

a. Sali a base di ossido cerioso.

Solfato cerioso. Lo si prepara sciogliendo il carbonato cerioso nell' acido solforico, ed evaporando la soluzione fino al punto di cristallizzazione. Il solfato forma piccoli cristalli d' un rosso-amatista pallido, che si disciolgono difficilmente nell' acqua e rassomigliano molto al sale ittrico. Sottomesso alla distillazione, il solfato cerioso abbandona una parte del suo acido, e convertesi in sottosale. Riscaldato all' aria libera, lascia un sottosale cerico. Il sottosale cerioso può prodursi per via umida, precipitando la soluzione del sal neutro coll' ammoniaca, un eccesso della quale non decompone il sottosale; la potassa caustica stessa non toglie tutto l' acido solforico all' ossido cerioso.

Solfato cerioso-potassico. Lo si ottiene aggiungendo del solfato potassico sotto forma solida alla soluzione acquea d' un sale cerioso,

che può anche contenere acido libero. Dappoichè sciolse il liquore una certa quantità di solfato, comincia a formarsi un precipitato bianco polveroso, che va sempre aumentando. Questo precipitato è il sale doppio. Quando il liquore è perfettamente saturato di solfato potassico, non contien esso più cerio; ma per giungere a tal punto è necessario che il solfato potassico sia posto in modo di oltrepassare la superficie del liquido. Il sale doppio precipitato non è insolubile nell' acqua pura, ma non si discioglie in una soluzione saturata di solfato potassico, con cui puossi quindi lavarlo. Sciogliendolo poi nell'acqua bollente, cristallizza col raffreddamento in piccoli cristalli, traenti un poco al rosso-amatista. Al calore rovente entra in fusione, ma senza decomporsi. Di tutt' i sali di cerio questo è quello che merita d' essere più conosciuto; poichè lo si usa nelle analisi chimiche per separare gli ossidi di cerio dagli altri ossidi. Se vuolsi precipitare l' ossido cerioso dalla dissoluzione del sale doppio nell' acqua bollente, versandovi dell' idrato o del carbonato potassico, precipita sempre dell' idrato cerioso insieme al sottosolfato; è dunque mestiero, per avere un risultato sicuro, mettere un eccesso di alcali, farlo digerire col precipitato, poi calcinar l' ossido, ridisciorlo, e assicurarsi se il sale disciolto contiene più acido solforico. Il solfato cerioso-potassico viene disciolto dagli acidi che trasformano il sale potassico in bisolfato.

L' ossido cerioso non offre combinazioni corrispondenti, nè col solfato sodico, nè col solfato ammonico; benchè quest' ultimo alcali assai tenda a produrre le stesse combinazioni che la potassa.

Iposolfato cerioso. Secondo Heeren, cristallizza in prismi minuti, scoloriti, inalterabili all' aria.

Solfito cerioso. Lo si ottiene sciogliendo il carbonato cerioso nell' acido solforoso. La soluzione cristallizza in aghetti d' un rosso-amatista pallido.

Nitrato cerioso. E' senza colore. Dopo l' evaporazione fino a consistenza di mele cristallizza in tavole bianche, solubili nell' alcoole. Al fuoco distruggesi e lascia dell' ossido cerico.

Fosfato cerioso. E' un precipitato bianco, insolubile, che viene disciolto dagli acidi idroclorico e nitrico, ma che non si scioglie in un eccesso di acido fosforico.

Carbonato cerioso. E' insolubile, bianco, polveroso e leggero. Precipitando questo sale co' carbonati alcalini, dapprima non isvolgesi alcun gas; ma dopo qualche tempo il precipitato comincia ad esalare gas acido carbonico, con una lenta effervescenza. Incontrasi questo sale a Riddarhytta, sotto forma di piccioli cristalli bianchi, alla superficie del cerite. Il calore lo decompone; ma più difficilmente fuori del contatto dell' aria.

Ossalato cerioso. E' una polvere bianca, insolubile nell' acqua e in un eccesso d' acido ossalico. Contiene acqua in combinazione. Sottomesso alla distillazione, fornisce un miscuglio di gas acido ed ossido carbonici, e lascia dell' ossido cerioso-cerico, meschiato con un poco di carburo di cerio.

Ossalato cerioso-potassico. E' una polvere bianca, insolubile nell' acqua, che lascia dopo la calcinazione un miscuglio di carbonato potassico e d' ossido cerioso-cerico.

Silicato cerioso. Costituisce il minerale dal quale d' ordinario si estrae l' ossido cerioso, che ricevette il nome di *cerite.* L' acido e la base vi contengono la quantità stessa d' ossigeno. Lo si trovava in una miniera di ferro, oggidì abbandonata, quella di Bastuäs a Riddarhytta nella Westmania, i cui scavi sono principalmente composti di questo minerale che, sebben meschiato con molte materie straniere, vi si trova sempre in tanta quantità, che al chimico non sarà mai per mancarne.

Acetato cerioso. Cristallizza in piccioli gruppi di aghetti dilicati, non si altera all' aria, disciogliesi in picciolissima quantità nell' alcoole, entra in fusione, e si decompone quando esponesi all' azione del fuoco.

Tartrato cerioso. L' acido tartrico non precipita la soluzione del cloruro cerioso; ma i tartrati alcalini neutri vi formano un precipitato

bianco di tartrato cerioso neutro. Questo sale si scioglie parzialmente nell'acqua, e non diviene più solubile per l' aggiunta d' un eccesso di acido tartrico. Il tartrato cerioso disciogliesi negli alcali caustici, specialmente nell' ammoniaca, e la dissoluzione fornisce, dopo l' evaporazione, una massa gommosa.

Citrato cerioso. L'acido citrico non intorbida le soluzioni d'ossido cerioso, ma i citrati vi producono un precipitato polveroso di citrato cerioso, ch' è insolubile nell' acqua, si discioglie in un eccesso d'acido citrico, e forma, evaporata la soluzione, una massa gommosa, a cui l'alcoole toglie l'eccesso d'acido, lasciando il sal neutro.

Benzoato cerioso. È solubile nell'acqua. La dissoluzione cristallizza, durante l' evaporazione, in piccoli grani cristallini. Se l' acido benzoico, usato nella preparazione del sale, contenesse materia estrattiva, otterrebbesi nel tempo stesso una combinazione bruna e insolubile di questa materia unitamente al benzoato.

Gallato cerioso. L'acido gallico non produce verun precipitato in una dissoluzione neutra di cloruro cerioso; ma quando aggiungesi un po' d' alcali a questo miscuglio, precipitasi una massa d'un bruno-cioccolatto, che diviene a poco a poco più carica, e che si discioglie in un eccesso di alcali, formando una soluzione d' un bruno intenso che, veduta per trasparenza, trae al verde.

Succinato cerioso. È poco solubile nell' acqua. Il precipitato, che da prima si forma, si ridiscioglie allorquando il liquore si agita, ma poscia ottiensi un precipitato permanente di color bianco. Evaporando la limpida dissoluzione, il sale sciolto deponesi sotto forma polverosa. Questo sale non diviene più solubile con un eccesso di acido succinico, ma altri acidi più forti facilmente lo sciolgono. Il succinato ammonico non decompone l'acetato cerioso.

Selenito cerioso. È una polvere bianca, insolubile. Il *biselenito* è solubile.

Arseniato cerioso. È insolubile. Un eccesso di acido arsenico lo scioglie; il sale acido diseccasi in una massa gelatinosa, trasparente.

Cromato cerioso. È una polvere giallastra, insolubile. Il bicromato disciogliesi facilmente, e cristallizza a rilento in piccoli cristalli rossi e trasparenti.

Molibdato cerioso. E' bianco, insolubile nell' acqua, solubile negli acidi.

b. Sali a base d'ossido cerico.

Solfato cerico. Può essere neutro o basico. Ottiensi il sal neutro, sciogliendo l'ossido cerico nell'acido solforico diluito, ed evaporando a poco a poco la soluzione fino al punto di cristallizzazione. La soluzione e i cristalli sono d'un giallo-cedro. Lasciando questi cristalli all'aria, lentamente fioriscono ed a poco a poco scoloransi. Il solfato cerioso fornisce colla calcinazione all'aria libera una polvere rosso-mattone carico, ch' è un sottosale cerico, indecomponibile da una calcinazione ulteriore. Se si fa digerire questo sale bruno coll' ammoniaca caustica, abbandona ancor una parte del suo acido, e dà una polvere colore di carne chiaro, contenente tuttavia acido solforico, che una maggior quantità d'alcali non le può togliere. Sembra adunque che l'ossido cerico, come gli ossidi di alcuni altri metalli, possa produrre de' sottosali a due gradi di saturazione. Il sottosolfato cerico sciogliesi nell' acido idroclorico senza rimanere alterato, e gli alcali lo precipitano nello stato medesimo da questa dissoluzione, ch' è d'un giallo-aureo.

Solfato cerico-potassico. Lo si prepara come il sale cerioso, vale a dire introducendo il solfato potassico nella soluzione d'un sale cerico. Il precipitato presentasi sotto forma d' una polvere giallo-cedro, la cui soluzione acquea fornisce coll' evaporazione piccioli cristalli di un giallo-carico. L' ammoniaca caustica ed i carbonati alcalini producon del pari, nella dissoluzione di questo sale, un precipitato di sottosale, che ritiene l' acido solforico con quasi altrettanta ostinatezza che il sale cerioso. La potassa caustica lo decompone del tutto.

Nitrato cerico. Fornisce coll'evaporazione una massa giallo-rossastra, che rassomiglia al mele, offre vestigi sensibili di cristallizzazione, ed attrae l'umidore dell'aria.

Carbonato cerico. È insolubile, più pesante e d' un bianco men puro che il sale cerioso. Dietro le sperienze d' Hisinger non contiene acqua di cristallizzazione.

Ossalato cerico. È insolubile nell'acqua. L'ammoniaca caustica lo scioglie; la soluzione evaporata depone dapprima una polvere giallastra, e fornisce poscia cristalli d'un giallo-cedro.

Selenito cerico. È una polvere gialla, che perde il suo acido colla calcinazione. Il *biselenito* diseccasi in una vernice gialla, che abbandona dell'acqua, quando riscaldasi, e diviene opaca, bianca e cristallina.

C. *Solfosali di cerio.*

Il cerio forma col solfo, come coll' ossigeno, due basi salificabili; quella che corrisponde all'ossido cerico, mostra molta tendenza a formare de' solfosali solubili.

Solfocarbonato cerioso. Sembra esser solubile, poichè il cloruro cerioso non viene precipitato da' solfocarbonati. Dopo alcune ore la soluzione depone una sostanza bianca, fioccosa.

Solfarseniato cerioso. Forma, sì allo stato neutro, che allo stato di sottosale, un precipitato giallo pallido, che diviene d'un giallo più intenso colla diseccazione.

Solfarseniato cerico. E' leggermente solubile nell'acqua, così che la dissoluzione non fornisce precipitato quand'è assai diluita.

Solfarseniato cerioso. Fornisce un precipitato d' un bellissimo arancio, simile al cromato piombico. Il liquore soprannotante è giallo. Colla diseccazione il colore diviene ancor più bello. Questo sale fondesi al rosso nascente, e diviene trasparente; indi abbandona una parte del suo solfido arsenioso, ma conserva la sua liquidità e tras-

parenza. Arrostita all' aria la massa fusa, trasformasi agevolmente in solfato.

Solfomolibdato cerioso. Fornisce un precipitato grigio carico, quasi nero, che forma, dopo la diseccazione, una polvere d'un bruno carico. Il liquore è scolorito.

Solfomolibdato cerico. E' solubile nell' acqua; piccola quantità del sale si precipita in bruno, ma la maggior parte rimane in soluzione, e comunica all'acqua un colore arancio carico. L' ammoniaca ne precipita un sale basico sotto forma d' una massa mucilagginosa di color bruno, che ostruisce i pori del feltro, e difficilmente si separa dal liquido.

Gl' *ipersolfomolibdati ceriosi e cerici* sono precipitati rossi ed insolubili.

Solfotunstato cerioso. Non si precipita che dopo ventiquattr'ore; il precipitato è giallo. Il solfotunstato potassico giallo, che sembra contenere dell'ossitunstato, precipita istantaneamente la soluzione del sale cerioso.

Solfotellurato tricerioso. Precipita sotto forma d'una polvere gialla, che si decompone a poco, a poco e divien bruna.

XV. *Sali di manganese*.

Sali manganosi.

Formano in generale delle soluzioni scolorite, o leggermente colorite in rosso-amatista. Il lor sapore è amaro e astringente. Gli alcali caustici le precipitano in bianco, ed il precipitato, esposto all' aria, diviene giallastro, rosso-bruno e infine nero. I carbonati alcalini formano nella soluzione de' sali manganosi un precipitato bianco che acquista, dopo qualche tempo, una tinta amatista quando si lascia esposto all'aria. L'ammoniaca caustica, versata in una soluzione neutra d'ossido manganoso, ne precipita la metà dell'ossido, e forma col-

l'altra metà un sale doppio in cui l'ammoniaca e l'ossido manganoso saturano la stessa quantità d'acido. Se la dissoluzione è acida, l'ammoniaca forma un sal doppio, e non si produce alcun precipitato, per quanto sia grande l'eccesso d'ammoniaca aggiunto alla dissoluzione. Il liquore contenente un eccesso d'ammoniaca si decompone gradatamente all'aria, e depone dell'idrato manganico. Le soluzioni de' sali manganosi non vengono precipitate nè dalla tintura di noci di galla, nè da' cromati alcalini. Però i cromati forniscono, dopo un certo tempo, un precipitato bruno, proveniente dalla ripristinazione dell'acido cromico. Nè la pila, nè altri metalli precipitano il manganese allo stato metallico da queste dissoluzioni. I solfoidrati vi cagionano un precipitato rosso-mattone; il precipitato prodotto dal cianuro ferroso-potassico è bianco, e diviene a poco a poco roseo all'aria.

Sali manganici.

I sali manganici son poco conosciuti, poichè facilissimamente trasformansi in sali manganosi e in ossigeno che si svolge. Il lor colore è d'un violetto carico traente al rosso, e talvolta d'un nero traente al giallo ed al rosso. I corpi combustibili, che mettonsi a digerire con questi sali, facilmente trasformanli in sali manganosi.

A. *Sali aloidi di manganese.*

Cloruro manganoso (protomuriato di manganese). Forma una soluzione rossastra e cristallizza in tavole longitudinali quadrilatere, spesse, di color roseo, che attraggono prontamente l'umidore dell'aria, ma fioriscono e vanno in polvere alla temperatura di 25°. Secondo Prous, il sale anidro si fonde al calore rovente senza decomporsi, e forma indi una massa salina, lamellare, d'un rosso lordo. Riscaldato al contatto dell'aria, si decompone e lascia una massa cristallina, nera e splendente, che contiene tuttavia del cloro. Esponendo ai raggi im-

mediati del sole una soluzione di cloruro manganoso, questo sale assorbe dell'ossigeno; secondo Buchholz, una parte del metallo si precipita allo stato di ossido manganico, e rimane nel liquore un cloruro doppio manganoso-manganico. Il cloruro manganoso disciogliesi nell'alcoole; la soluzione arde con una fiamma rossa, scintillante, e cristallizza in tavole sottili e trasparenti, o in piccioli aghi piatti. Secondo John, il peso specifico di questo sale è 1,56.

Cloruro manganoso-ammonico. Forma un sale doppio solubile, che non viene precipitato dall' ammoniaca caustica, e cristallizza dopo l'evaporazione.

Cloruro manganico (surmuriato di manganese). Lo si ottiene sciogliendo a freddo l' ossido manganico nell' acido idroclorico. La soluzione è nera o d' un giallo-brunastro, secondo il suo grado di concentrazione. Diffonde un odore di cloro, e quando s' inalza anche pochissimo la temperatura, è decomposta; si svolge del cloro, e non rimane alla fine che del cloruro manganoso nel liquore. Coll'evaporazione è ugualmente decomposto in cloruro manganoso ed in gas cloro. John fece passare una corrente di cloro attraverso una soluzione di 300 grani di cloruro manganoso in 12 once d'acqua raffreddata a 5°. Il liquore si congelò a poco a poco, e produsse una massa gialla, cristallina, ch' entrò in fusione ad alcuni gradi sopra 5° e divenne liquida la maggior parte. Esposti all'aria i rimanenti cristalli, non ritardarono a liquefarsi. Questa soluzione comportasi coi reagenti precipitanti assolutamente come il solfato manganico rosso-azzurrastro. Coll' evaporazione, viene decomposta, come la soluzione dell' ossido manganico, nell'acido idroclorico.

Clorido manganico. Lo si prepara, dietro Dumas, disciogliendo il manganato potassico o camaleonte minerale nell' acido solforico concentrato, versando la soluzione in una storta tubulata, e a poco a poco aggiungendoci picciole porzioni di cloruro potassico o sodico fuso, vale a dire anidro. Svolgesi un gas giallo-verdastro, che si raccoglie in un vase ove possa essere raffreddato da — 15 a — 20°;

condensasi allora in un liquido verde-brunastro. Questo liquido spande all'aria un fumo porporino, proveniente dalla formazione dell'acido idroclorico e dell'acido manganico a scapito dell'umidità atmosferica. Meschiato coll'acqua, forma con essa una soluzione rossa, donde puossi precipitare l'acido idroclorico mediante l'ossido argentico umido, in guisa che il solo acido manganico rimanga disciolto. Saturando la soluzione con una base, ottiensi un cloruro ed un manganato.

Ioduro manganoso. Si sa soltanto ch' è senza colore e solubilissimo nell'acqua.

Fluoruro manganoso (protofluato di manganese). Lo si prepara sciogliendo il carbonato manganoso in un eccesso d'acido idrofluorico. Durante l' evaporazione dell'acido libero, il sale deponesi, si allo stato polveroso, che sotto forma di piccoli cristalli irregolari, i quali, veduti in massa, hanno una tinta amatista. Non vengono decomposti dal calore rovente.

Fluoruro manganico (perfluato di manganese). Si ottiene sciogliendo nell' acido idrofluorico l' idrato manganico naturale, ridotto in polvere fina colla levigazione. La soluzione è d' un rosso carico intensissimo, e depone, durante l' evaporazione spontanea, dei cristalli prismatici d' un bruno carico , o, quando son piccoli, d' un rosso-rubino e trasparenti. La polvere di questo sale è d' un rosso-roseo. Disciogliesi in piccolissima quantità d'acqua, senza provare decomposizione ; ma quando si diluisce la soluzione o la si fa bollire, il sale si decompone, il liquore diviene acido, e si precipita un sale basico bruno carico, vale a dire una combinazione di ossido e di fluoruro manganici. Se la soluzione è acida, prima che la si faccia bollire, una parte del precipitato formato colla ebollizione si ridiscioglie durante il raffreddamento. L' ammoniaca versata nella soluzione di questo sale, ne precipita dell' idrato manganico senz' alcun miscuglio di fluoruro.

Fluorido manganico. Lo si ottiene, secondo Wöhler, mescen-

do il camaleonte minerale con ispatofluore in polvere, e riscaldando il miscuglio in un apparato distillatorio di platino, dopo averci aggiunto dell'acido solforico fumante. Si produce un gas giallo-verdastro, che condensasi all'aria in vapori d' un rosso-porpora. Disciogliesi nell' acqua che viene colorita in porpora, e che allora contiene dell' acido idrofluorico e dell' acido manganico. Evaporando la dissoluzione, trasformasi in fluoruro manganico, con isvolgimento di gas ossigeno e d' acido idrofluorico.

Fluoruro silicico-manganoso. E' solubilissimo nell' acqua, e cristallizza, dopo una forte concentrazione, in prismi a sei piani, regolari, lunghi e stretti. Con una lenta evaporazione, forma prismi più corti o cristalli romboedrici. Questo sale ha una leggera tinta rossa. Sottomesso alla distillazione, fornisce da prima una quantità d'acqua, il cui ossigeno è sestuplo di quello che occorrerebbe a trasformare il manganese in ossido manganoso; poi svolge del gas fluorido silicico, e rimane nella storta del fluoruro manganoso che ha conservato la forma de' cristalli.

Cianuro manganoso. Lo si ottiene precipitando un sale manganoso col cianuro potassico. Il precipitato è di un giallo-grigiastro, insolubile nell' acqua, solubile in un eccesso di cianuro potassico, e decomponibile dagli acidi, con isvolgimento di acido idrocianico.

Cianuro manganoso-potassico. Formasi, secondo L. Gmelin, quando si precipita un sale manganoso col cianuro potassico e si ridiscioglie il precipitato nel cianuro potassico. La soluzione è rossastra e cristallizza dopo l' evaporazione in aghetti d' un rosso bruno. Ma questo sale è pochissimo durevole, e si decompone tanto sotto forma solida, che allo stato di soluzione; diviene allor nero e depone dell' idrato manganico.

Solfocianuro manganoso. E' un sale senza colore, che si discioglie facilmente nell' acqua, ed è quasi insolubile nell' alcoole anidro.

B. *Ossisali di manganese.*

a. Sali a base d' ossido manganoso.

Solfato manganoso. L'acido solforico concentrato agisce poco sul manganese metallico, ma l' acido diluito facilmente lo scioglie. La soluzione sembra da prima verdastra, ma questa tinta non tarda a sparire: dopo di che la soluzione concentratissima acquista un leggero color roseo. Ottiensi questo sale eziandio sciogliendo il carbonato manganoso nell' acido solforico diluito. Con un rapido evaporamento, il sale precipita sotto forma d' una polvere bianca, e colla evaporazione spontanea puossi ottenerlo in regolari cristalli d' una lieve tinta amatista. All' aria questi cristalli non si ossidano, ma di leggeri fioriscono; riscaldati, abbandonano facilmente la loro acqua di cristallizzazione, e durano ad un lieve calore rovente, senza perdere del loro acido. Con un calore più forte questo sale viene decomposto, ma a rilento ed in modo incompleto. Il suo peso specifico è 1,834. Sciogliesi in due parti e mezza d' acqua fredda, e non è solubile nell' alcoole. Secondo Mitscherlich contiene 32 per cento d' acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della base come 4 : 1.

Sursolfato manganoso. Lo si ottiene trattando il sale neutro coll' acido solforico. Non cristallizza, od almeno difficilissimamente. Dalla proprietà che possede l' acido solforico di formare un sale acido coll' ossido manganoso dipende la decomposizione che prova, secondo John, il sal neutro, quando si fa giungere nella sua soluzione una corrente di cloro. Una parte dell' ossido manganoso convertesi allora in ossido manganico, che si precipita mentre si forma nel liquore un sal acido, che inoltre contiene dell' acido idroclorico. Con una dolce evaporazione, si ottengono dapprima de' cristalli di cloruro manganoso, ed il solfato acido, che non cristallizza, rimane solo nel liquore.

Solfato manganoso-potassico. Si ottiene mescendo i due sali ed evaporando fino a cristallizzazione. I cristalli sono senza colore e di forma complicata; contengono una quantità d' acqua di cristallizzazione il cui ossigeno è sestuplo di quello contenuto in ciascuna base.

Solfato manganoso-ammonico. Si prepara questo sale come il precedente, al quale somiglia perfettamente pel suo aspetto e per la sua forma cristallina. L' acqua di cristallizzazione vi contiene otto volte altrettanto ossigeno che l' ossido manganoso.

Iposolfato manganoso. Per prepararlo, si comincia a ridurre in polvere fina il surossido di manganese naturale, poi trattasi coll' acido nitrico, per togliere l' idrato manganico ch' esso contiene; indi lavasi bene, lo si mesce coll' acqua, e si fa giungere una corrente di gas acido solforoso nel miscuglio. Il surossido di manganese cede parte del suo ossigeno ad una quantità d'acido solforoso doppia di quella che sarebbe necessaria a formare un sal neutro coll' ossido manganoso prodotto; donde risulta dell' iposolfato manganoso neutro. Trattando dell' iposolfato baritico, abbiamo indicata già la precauzione da aversi per evitare, quant'è possibile, che si formi nel tempo stesso un solfato manganoso. Evaporando la soluzione, rimane una massa salina deliquescente.

Solfito manganoso. Lo si prepara facendo giungere una corrente di gas acido solforoso attraverso un miscuglio di acqua e di carbonato manganoso, finchè tutto l' acido carbonico venga scacciato; il sale così ottenuto presentasi sotto forma d' una polvere bianca, granellosa, insipida, insolubile nell' acqua e nell'alcoole, ed inalterabile all' aria. Disciogliesi in un eccesso di acido solforoso, e si decompone quando riscaldasi fino al rovente.

Iposolfito manganoso. Lo si ottiene precipitando col solfato manganoso una soluzione d' iposolfito calcico. Si sa che è solubile nell' acqua, ma le altre sue proprietà sono sconosciute.

Fosfato manganoso. E' una polvere bianca, poco solubile, che

si discioglie in piccola quantità nel carbonato ammonico, donde coll' ebollizione viene precipitata. Trattato colla potassa caustica bollente, questo sale è decomposto e diviene nel tempo stesso nero, poichè l' ossido manganoso passa ad un grado superiore d' ossidazione. Nelle analisi è difficile riconoscere questo sale, e lo si confonde spesso coi fosfati calcico e magnesico.

Fosfito manganoso. Lo si ottiene, secondo H. Rose, aggiungendo ad una soluzione concentrata d' un sale manganoso una soluzione del pari concentrata di clorido fosforoso, anticipatamente saturata d' ammoniaca. Formasi un precipitato bianco, traente un poco al rosso, e disciogliesi in piccola quantità nell'acqua con che si lava. Contiene 12 per cento d' acqua, il cui ossigeno è uguale a quello della base. Con una forte diseccazione perde la metà di quest' acqua; riscaldandolo poscia in una storta, trasformasi in fosfato, spandendo una luce vivissima e svolgendo il gas che fu da noi chiamato pentaidrico (V. pag. 262 del I vol., parte prima). Sciogliendo il residuo nell' acido idroclorico, esso lascia all' incirca 0,03 d' un corpo nero, che principalmente consiste in fosforo.

Ipofosfito manganoso. Lo si prepara facendo bollire il sale calcico coll' ossalato manganoso. E' solubilissimo nell' acqua, e diseccasi in una massa salina non cristallizzata.

Carbonato manganoso. E' una polvere bianca, insolubile, che, come i carbonati delle terre alcaline, disciogliesi in un' acqua carica d' acido carbonico, e trovasi spesso sotto questa forma nelle nostre acque minerali. Viene decomposto coll' ebollizione, quando l' ossido manganoso trovasi in istato di poter assorbire dell' ossigeno. Esposto, sotto forma secca, ad una temperatura di 60°, diviene brunastro. Dicesi contenga una quantità d' acqua combinata il cui ossigeno sia la metà soltanto di quello della base. Viene decomposto al calore rovente, e lascia dell' ossido manganoso, quando si opera lungi dal contatto dell' aria. Trovasi nel regno minerale, per altro non mai allo stato di purezza; è sempre meschiato ad una

quantità più o men grande di carbonato calcico e di carbonato ferroso, sali che hanno la medesima forma cristallina. Il sale naturale non contiene nulla d' acqua. La sua esistenza nel ferro spatico è cagione ch' esso fornisce un ferro particolarmente adatto a fabbricare l' acciaio.

Ossalato manganoso. E' un sale pochissimo solubile nell'acqua, che si precipita sotto forma d' una polvere bianca, e, diseccandosi, acquista una tinta rosea.

Borato manganoso. E' insolubile e si precipita allo stato di polvere bianca quando si mesce un sale manganoso con una soluzione di borace. Se il sale manganoso contiene una certa quantità di magnesia, non formasi alcun precipitato; e se si mesce il borato manganoso di recente precipitato con una dissoluzione di solfato magnesico, esso si ridiscioglie.

Silicato manganoso. E' ignoto allo stato neutro, ma incontrasi nel regno minerale allo stato di sottosale.

1.° *Silicato trimanganoso.* E' nero e ricevette dai mineralogisti il nome di *manganese ossidato silicifero nero*; trovossi presso Klapperud in Dalekarlia. Contiene dell' acqua il cui ossigeno è uguale a quello della base, ed a quello dell' acido silicico. Gli acidi lo sciolgono facilmente.

2.° *Silicato sesquimanganoso.* E' un minerale che incontrasi di rado cristallizzato e d' ordinario in masse compatte. Ha un bel color roseo, e quello ch' è cristallizzato presenta le stesse commettiture naturali del pirosseno. Non viene decomposto per via umida, e ricevette il nome di *manganese ossidato silicifero rosso.*

Acetato manganoso. Cristallizza in tavole d' un rosso-amatista, non si altera all' aria, disciogliesi nell' alcoole e in tre parti e mezzo d'acqua fredda.

Tartrato manganoso. E' una polvere bianca, pochissimo solubile nell' acqua.

Tartrato manganoso-potassico. Ottiensi saturando il bitartra-

to potassico col carbonato manganoso. Ottiensi pure una dissoluzione di manganese facendo digerire il sursale potassico col surossido di manganese; tale soluzione è colorita e coll' ebollizione perde il colore. Questo sal doppio non viene precipitato nè dagli alcali caustici, nè dai carbonati alcalini, e fornisce dopo l' evaporazione una massa salina, che puossi di rado ottenere sotto forma di cristalli regolari, solubilissima nell' acqua.

Malato manganoso. Forma un sal *neutro* solubilissimo, d' una apparenza gommosa dopo l' evaporazione, ed un *sale acido*, meno solubile, che si precipita sotto forma d' una polvere bianca, quando si tratta il sal neutro con un eccesso d' acido. Questo sursale esige per disciorsi 41 parti d'acqua fredda, e deponesi da una dissoluzione saturata al punto dell' ebollizione in cristalli rosei e trasparenti. Non entra in fusione quando riscaldasi, e si decompone senza molto rigonfiarsi.

Benzoato manganoso. Cristallizza in prismi minuti e senza colore, od in foglie; non si altera all' aria, disciogliesi nell' alcoole e nell' acqua; venti parti d' acqua fredda ed una quantità d' acqua bollente molto meno considerevole, bastano per disciorlo. Sottomesso alla distillazione, fornisce un olio che molto rassomiglia all'olio di cannella per la sua fluidità, pel suo colore ed odore; che se l' acido benzoico del benzoato fosse impuro, svolgesi dapprima un po' d'acido idrocianico.

Succinato manganoso. Forma de' cristalli regolari, che sono senza colore, ma che, veduti in massa, offrono una tinta rossastra. Sono insolubili nell'alcoole e si sciolgono in 10 parti di acqua a 13°.

Formiato manganoso. Forma un sale solubile, che cristallizza in tavolette rossastre. Questo sale ha poco sapore, fiorisce all'aria calda e cade in polvere. Esige quindici parti d'acqua fredda per disciorsi; l'alcoole no 'l discioglie.

Selenito manganoso. 1.° *Selenito neutro.* È una polvere bianca, insolubile che, come il carbonato calcico, fornisce una polvere farino-

sa, cristallina, durante la diseccazione. Comincia facilmente a fondersi senza decomporsi, quando è lungi dal contatto dell' aria; in caso opposto, l'acido si volatilizza, e l'ossido manganoso assorbe dell' ossigeno. Il vase di vetro in cui si fa fondere questo sale riempiesi di bolle, parte delle quali si rompono verso l' interno, e parte verso l' esterno del vase; questa reazione avviene ad una temperatura in cui le altre parti del vetro non si fondono, nè il vetro è colorito dal sale manganoso.

2.° *Biselenito.* Disciogliesi facilmente nell' acqua, e diseccasi in una massa salina durante l'evaporazione.

Arseniato manganoso. È bianco ed insolubile nell'acqua, ma solubile in un eccesso di acido. Se aggiungesi alla soluzione acida qualche piccola parte di carbonato manganoso, finchè il liquore sia divenuto neutro, l'arseniato manganoso precipitasi, secondo Scheele, sotto forma di piccoli cristalli granellosi, che non vengono alterati dal calore rovente.

Cromato manganoso. È solubilissimo; la soluzione è d' un bruno-castagno carico, ed ha un sapor acre, disgustoso, metallico. Con una evaporazione prolungata, questo sale si decompone, e fornisce un precipitato d'ossido manganico, mentre resta un sal acido in dissoluzione.

Molibdato manganoso. Precipitasi sotto forma d'una polvere bianca, leggermente solubile.

Tunstato manganoso. Polvere bianca insolubile.

Antimoniato manganoso. È poco solubile. Preparandolo per doppia decomposizione, il precipitato che formasi al principio si ridiscioglie. È d'un bianco di neve, inalterabile all'aria. Riscaldato fino al rovente, diviene grigio e bianco al di là di questa temperatura; ma non produce ignizione, come gli antimoniati cobaltico e rameico, sebbene dopo la calcinazione resista al pari di essi all' azione degli acidi più forti.

Tellurato manganoso. E' bianco e insolubile.

b. Sali a base d'ossido manganico.

Solfato manganico. Lo si prepara riducendo l' ossido manganico nero allo stato di finissima polvere, e facendolo digerire a freddo coll'acido solforico concentrato. Ottiensi una soluzione d' un azzurro-violetto, che diviene d'un rosso-cremisino, quando ci si aggiunge dell' acqua, e d'un rosso di sangue aggiungendovi una quantità d'acqua maggiore. Non viene alterata con una lieve evaporazione, ma coll' ebollimento l'ossido manganico perde la maggior parte del suo ossigeno e il liquido diviene scolorito. Con un dolce calore, l'alcoole riduce il sale allo stato di sale manganoso. Il solfato manganico non puossi neutralizzare, nè cristallizzare. Gli alcali caustici lo precipitano in bruno carico. Se si fa digerire l' ossido manganico coll' acido solforico allungato, ottiensi pure un solfato manganico; ma l'acido scioglie una minor quantità d' ossido. Facendo bollire il surossido coll' acido solforico, sciogliesi con un grande svolgimento d' ossigeno, ed ottiensi una soluzione rossa pallida, contenente ossido manganoso e ossido manganico.

Solfato manganico-potassico (allume a base di manganeso). Lo si prepara, secondo Mitscherlich, mescendo una soluzione del sale precedente con una dissoluzione saturata di solfato potassico, ed evaporando il liquore ad un dolce calore, fino a consistenza di sciloppo. Con un lento raffreddamento il sale doppio cristallizza in ottaedri d'un bruno-violetto, la cui composizione corrisponde a quella dell'allume, poichè formerebbesi dell'allume, se si sostituisse al manganese la quantità di alluminio necessaria a formare dell' allumina coll' ossigeno dell' ossido manganico. Questo sale si decompone allorchè si discioglie nell'acqua; poichè, evaporata la soluzione, il solo sale potassico cristallizza. Così questo sal doppio non ha origine che quando la soluzione contiene un grand' eccesso di sale manganico.

Fra gli altri sali manganici non è alcuno che sia ben conosciuto.

Ciò proviene dall'essere l'ossido manganico conosciuto da poco, poichè la di lui esistenza venne posta in dubbio dagli stessi chimici più distinti. Pochi assaggi dunque si fecero per produrre immediatamente dei sali manganici, e sempre operossi sì sopra l'ossido manganoso-manganico, che si decompone in ossido manganoso e in idrato di surossido, sì sul surossido di manganese, che solo si scioglie ad una temperatura in cui si svolge dell'ossigeno ed in cui l'ossido manganico si decompone facilmente esso stesso. Così tutte le sperienze fatte con gli acidi vegetali e col surossido ebbero il risultato medesimo; quando, decompostasi parte dell'acido, s'era formato un sale colorito che realmente sembrava un sale manganico, l'acido del sale ben presto era distrutto dalla digestione coll'eccesso di surossido.

C. *Solfosali di manganese.*

Ignorasi se il manganese formi col solfo più d'una base: quella che si conosce corrisponde per la sua composizione all' ossido manganoso. I sali ch'essa produce son quasi tutti solubili nell' acqua, e formano varii gradi di saturazione. Quelli ad eccesso di base facilmente si ossidano durante la diseccazione, e convertonsi allora in un miscuglio d'ossido manganico e di solfosale neutro.

Solfocarbonato manganoso. Forma dapprima un liquore translucido d' un bruno-carico, e poscia il sale deponesi sotto forma d' una polvere arancio-pallida. Il liquore soprannotante è giallo. Il precipitato disciogliesi in giallo col lavacro. Non annera sul feltro, e fornisce, dopo la diseccazione, una massa un po' più carica, la quale, stillata, svolge del gas acido carbonico e del solfo, e lascia un solfuro verde di manganese, solubile nell' acido idroclorico senza verun residuo di carbone.

Solfarseniato manganoso. È fino ad un certo punto solubile nell'acqua, sì allo stato neutro, che a quello di solfarseniato sesquimanganoso. I sali manganosi non vengono precipitati da' solfarseniati, e se

fassi bollire il carbonato manganoso col solfido arsenico, recentemente precipitato e ben lavato, quest'ultimo sciogliesi quando l'ebollizione è prolungata abbastanza, svolgendo del gas acido carbonico. Però la miglior guisa di ottener questo sale, è far digerire il solfuro manganoso recentemente precipitato ed ancor umido col solfido arsenico e coll'acqua. Una porzione del solfarseniato disciogliesi nel liquore, e la maggior parte rimane sotto forma d'una polvere gialla, che si discioglie aggiungendovi una maggior quantità d'acqua. Se conservasi la soluzione, si precipita dapprima del solfo, e si depone poscia una massa d'un giallo-cedro, che non si ridiscioglie completamente nell'acqua, poichè venne decomposta dall'aria. La soluzione nell'acqua fornisce cogli acidi un precipitato abbondante di solfido arsenico e svolge del solfido idrico, quando il sale venne composto col solfuro manganoso. Ma se fu preparato col carbonato manganoso, il precipitato avviene senza svolgimento di gas solfido idrico. Se versasi dell'ammoniaca caustica concentrata sul sale giallo polveroso, che ottiensi facendo digerire il solfuro manganoso col solfido arsenico, questo sale viene decomposto; l'ammoniaca s'impadronisce d'una parte del solfido arsenico, e lascia una polvere rosso-mattone, che ha tutto l'aspetto del solfuro manganoso, ma ne differisce peraltro, poichè non decomponesi all'aria, e sopporta senz'alterarsi il lavacro e la diseccazione, mentre il solfuro manganoso tosto imbrunisce nelle circostanze medesime. Dopo la diseccazione questa polvere è d'un rosso-mattone pallido. Consiste in *solfarseniato trimanganoso.* Questo sale continua ad ardere quando ha un punto in ignizione, e, se riscaldasi in massa, arde con vivacità.

Solfarsenito manganoso. Forma un precipitato arancio, che, diseccato, diviene più carico, ed è d'un bel giallo, dopo essere stato macinato. Stillato, fornisce del solfido arsenioso e lascia per residuo una sostanza verde-giallastra, che più non si decompone. È polverosa ed infusibile affatto. L'acido idroclorico, con cui si tratta, le toglie del manganese, svolgendosi del gas solfido idrico, e ne separa del solfido arsenioso. Essa è un sottosale anidro.

Iposolfarsenito manganoso. È un precipitato rosso carico.

Solfomolibdato manganoso. È solubile nell'acqua, ed ottiensi facendo digerire il solfuro manganoso col solfido molibdico e coll' acqua. Il solfido non deve porsi in eccesso, poichè questo produrrebbe una combinazione insolubile. La soluzione è d' un giallo-brunastro, e diseccasi in una vernice trasparente, non cristallina. Viene precipitata dall'ammoniaca, che ne separa un sale basico sotto forma d' una polvere rossa carica, il cui colore diviene più oscuro colla diseccazione, e trae al bruno. Se l' ammoniaca viene aggiunta in eccesso, il sale precipitato si decompone fino ad un certo punto, si ossida, diseccandosi, e divien nero: quindi i sali di manganese non vengono precipitati da' solfomolibdati neutri, se non quando si aggiunga un alcali al liquore, nel qual caso formasi il sale basico rosso, ch'è d'un color bruno quando contiene la più lieve traccia di ferro.

Ipersolfomolibdato manganoso. Precipita sotto forma d' una polvere rossa.

Solfotunstato manganoso. È solubile nell' acqua; la soluzione è gialla.

XVI. *Sali di ferro.*

Sali ferrosi.

Distinguonsi per un colore azzurrastro, traente un po' al verde, e per un particolare sapor dolce, poscia astringente; sono solubili la maggior parte nell'acqua. La soluzione assorbe del gas ossido nitrico, diviene d'un bruno carico o nero. La tintura di noce di galla non gli altera in vasi chiusi; il cianuro ferroso-potassico gli precipita in bianco, ed il cianuro ferrico-potassico, in azzurro carico; s' intorbidano all'aria, lasciano deporre un'ocra gialla, ch'è un sottosale ferrico, e acquistano nel tempo stesso un color verde-prato o giallo, convertendosi in sali doppi ferroso- ferrici.

Sali ferrici.

Sono gialli o rossi, ed hanno un sapore aspro, astringente, poco dolce. Ve ne ha molti d'insolubili, ed alcuni hanno molta tendenza a formare de' sottosali, per modo, che non vengono completamente decomposti dagli alcali. Il cianuro ferrico-potassico non gl' intorbida menomamente, ma il cianuro ferroso-potassico vi fa nascere un precipitato di bel colore azzurro-carico, e la tintura di noce di galla, un precipitato nero. Allo stato neutro le soluzioni di questi sali hanno un colore rosso-brunastro carico, il quale sparisce e passa al giallo-chiaro quando vi si aggiunge un eccesso di acido. Gli alcali gli precipitano completamente, ed i precipitati sono d'un rosso-bruno. Per effetto dell'ebollizione, in una grande quantità d'acqua i sali ferrici neutri vengono decomposti, precipitasi un sottosale ed il liquore diviene molto acido.

A. *Sali aloidi di ferro.*

Cloruro ferroso (protomuriato di ferro). Lo si ottiene sciogliendo il ferro nell'acido idroclorico; la soluzione si opera con violenza, e produce un liquido verde-chiaro, donde depongonsi, col raffreddamento, bei cristalli dello stesso colore. Questo sale è solubilissimo nell'acqua, e si discioglie pur nell'alcoole. Al pari degli ossisali ferrosi, assorbe del gas ossido nitrico, con cui produce gli stessi fenomeni del solfato. Ad una temperatura elevata si fonde nella sua acqua di cristallizzazione, e allorchè si distilla nella storta, passa dapprima dell'acido idroclorico e dell' acqua con un poco di cloruro ferrico; poi, tutta l'acqua sfuggita e continuando a scaldare, sublimasi, alla temperatura a cui il vetro si rammollisce, un cloruro ferroso bianco e senza colore, che affetta la forma cristallina, e trovasi al fondo della storta un sottosale verde carico, cristallizzato in iscaglie, che si discioglie

parzialmente nell'acqua. Se non si operò lungi dal contatto dell'aria, il sublimato ha un colore aureo e lucente, e contiene del cloruro ferrico. Secondo Faraday, il cloruro ferroso fuso assorbe avidamente il gas ammoniaco, rigonfiasi, e si trasforma in una polvere bianca, che, quando riscaldasi, abbandona l'ammoniaca. Ma se incontra umidità, decomponesi; si forma del sale ammoniaco, e si separa dell'ossido ferroso che si ossida. Puossi pure ottenere del cloruro ferroso anidro, facendo passare del gas acido idroclorico sopra il ferro riscaldato al rovente; svolgesi allora del gas idrogeno, e un sal bianco deponesi in piccoli cristalli sul ferro, o, quando il calore è fortissimo, questo sale sublimasi alle parti men calde dell'apparato.

Cloruro ferroso-ammonico. Questo sale formasi quando si fa bollire una dissoluzione di sale ammoniaco colla limaglia di ferro, o quando si sottomette alla distillazione un miscuglio di questi due corpi. Questo sale non viene decomposto dall'ammoniaca, e fornisce, dopo l'evaporazione, cristalli verdastri.

Cloruro ferrico (permuriato di ferro). Per via secca si ottiene facendo passare il cloro sul ferro lievemente scaldato; allora sublimasi un sale rosso volatilissimo. Per via umida puossi ottener questo sale, sciogliendo colla digestione l'ossido ferrico rosso nell'acido idroclorico concentrato; o mescendo il sale ferroso con una quantità d'acido idroclorico, corrispondente alla metà del cloro che il sale contiene, bollir facendo il miscuglio, e aggiungendovi piccole porzioni d'acido nitrico, finchè l'aggiunta di queste produca uno svolgimento di gas ossido nitrico. Evaporata fino a consistenza di sciloppo, la soluzione fornisce, col raffreddamento, bei cristalli rossi, che attraggono l'umidore atmosferico con massima facilità. Riscaldato fino al rovente, in vasi distillatorii, questo sale fornisce dapprima dell'acido idroclorico liquido, contenente un poco di cloruro ferrico; indi si sublima un sal rosso, ch'è un cloruro ferrico-neutro ed anidro, e rimane nella storta un sotto-cloruro ferrico, in lamine brune, lucenti e larghe. Vapori acquei e vapori di cloruro ferrico si decompongono reciprocamente ad una tempera-

tura elevata, formasi dell'acido idroclorico e del cloruro ferroso, che conservano la forma gasosa, e si depone dell' ossido ferrico cristallizzato sui corpi vicini. Secondo Mitscherlich, in questa guisa si formano ne' vulcani i cristalli d'ossido ferrico che sembrano sublimati; questo chimico trovò gli stessi cristalli in un forno in cui s' inverniciavano delle stoviglie col sale marino. Il cloruro ferrico si discioglie nell'alcoole e nell'etere. Se si agita un miscuglio di etere e d'una soluzione concentrata di questo sale nell'acqua, l'etere s'impadronisce d'una parte del sale ferrico e diviene d'un giallo d'oro. Alla luce diretta del sole perde il suo colore e lo ripiglia all'ombra. Ottiensi un precipitato di *cloruro ferrico-basico*, quando si lascia esposta all'aria una dissoluzione di cloruro ferroso, o quando il cloruro ferrico è incompletamente precipitato dagli alcali caustici. È insolubile nel liquore salino, ma si discioglie nell'acqua pura, così che non si può lavare sopra un feltro. Ad una temperatura elevatissima si decompone; sublimasi del cloruro ferrico neutro, e rimane dell'ossido ferrico.

Cloruro ferrico-ammonico. Lo si ottiene mescendo una dissoluzione di cloruro ferrico con una dissoluzione di sale ammoniaco, ed evaporando il liquore fino al punto di cristallizzazione. Forma bei cristalli cubici, rossi-rubino, che, in onta alla intensità del loro colore, contengono tutto al più un due per cento di cloruro ferrico; sciogliendoli e facendoli ricristallizzare, forniscono del sale ammoniaco puro, e la piccola quantità di ferro ch'essi contengono rimane nella dissoluzione. Sembra pertanto che sia questo sale più tosto il risultato della cristallizzazione simultanea di due sali, di quello che una vera combinazione; poichè la proporzione del ferro ci varia in ragione della maggiore o minor quantità di cloruro ferrico che si ritrova nell'acqua-madre. Nelle farmacie si prepara un sal giallo col sale ammoniaco e colla limaglia di ferro; il miscuglio inumidito esponesi alcuni giorni all'azione dell'aria, indi si secca e si sublima in un matraccio di vetro. Questo sale principalmente consiste in un sal doppio di cloruro ferroso, ma nel tempo stesso contiene una porzione di cloruro ferrico,

che lo colora in giallo. Chiamasi *sale ammoniaco marziale*. La farmacopea svedese prescrive mescere le soluzioni de' due sali e seccarle, incessantemente agitandole.

Bromuro ferroso. Lo si prepara trattando il bromo con un eccesso di ferro, sì per via umida che per via secca. Allo stato anidro, questo sale è d'un giallo-chiaro, fusibilissimo, cristallino e laminoso dopo il raffreddamento; si discioglie nell'acqua che acquista una tinta verdastra poco sensibile, e col raffreddamento cristallizza nella dissoluzione calda e concentrata in cristalli verdastri che contengono acqua. All'aria, una parte del ferro si ossida, e la soluzione depone del bromuro ferrico-basico sotto forma d'una polvere gialla.

Bromuro ferrico. Lo si ottiene facendo passare il vapore di bromo sul ferro caldo. Il sale sublimasi in cristalli d'un rosso-carico, che si disciolgono in rosso nell' acqua. Ottiensi la dissoluzione medesima trattando il ferro per via umida con un eccesso di bromo. Versando in questa dissoluzione una quantità d'ammoniaca non bastante a precipitare tutto il ferro, se ne separa del bromuro ferrico-basico.

Ioduro ferroso. Disciogliesi facilmente nell'acqua. La soluzione è d'un verde-pallido, e fornisce coll'evaporazione un sale che perfettamente rassomiglia al cloruro.

Ioduro ferrico. La sua soluzione nell'acqua è d'un rosso-giallastro; forma, nelle circostanze medesime che il cloruro ferrico, un sale con eccesso di base, che fornisce dell'acqua e dell'iodo quando si sottomette alla distillazione. Il residuo, che trovasi nella storta, vien lievemente attratto dalla calamita.

Fluoruro ferroso. Il miglior metodo di prepararlo è disciorre il ferro nell'acido idrofluorico. A misura che l'acido si satura, il sale deponesi in piccoli cristalli bianchi, che divengono all'aria d'un giallo-pallido, e sembrano tavolette quadrate. Questo sale è pochissimo solubile nell'acqua, e vi si discioglie più facilmente quando l'acqua contiene acido libero. Rinchiude acqua combinata, e si decompone, al-

lorchè si riscalda con rapidità, fino al rovente; ma se innanzi si priva della sua acqua, non decomponesi più.

Fluoruro ferroso-potassico. Forma un sale solubile che cristallizza, durante l'evaporazione, in cristalli granellosi, che hanno una tinta verdastra appena visibile.

Fluoruro ferrico. Lo si ottiene sciogliendo l'idrato ferrico nell'acido idrofluorico. La soluzione è senza colore, anche quand'è saturata. Coll'evaporazione fornisce un sale cristallino, d'un colore incarnato-pallido, d'un sapor dolce e astringente. Questo sale disciogliesi a rilento, ma completamente; aggiungendo piccole porzioni d'ammoniaca alla soluzione, questa non passa per diverse tinte di rosso, come avviene agli ossisali e al cloruro ferrici. L'ammoniaca decompone questo sale, e produce nella sua soluzione un precipitato giallo di *fluoruro ferrico basico*, al quale un eccesso d'ammoniaca non toglie il fluoro. Diseccandosi diviene d'un giallo-ruggine e polveroso.

Fluoruro ferrico-potassico. Forma due sali doppii, l'uno de' quali è prodotto quando si versa a goccia a goccia il fluoruro ferrico nel fluoruro potassico; l'altro quando il fluoruro potassico è versato nella soluzione del fluoruro ferrico. Questi due sali sono senza colore, cristallini e solubili nell'acqua fino ad un certo punto, di guisa che, usando per ottenerli soluzioni bollenti, formano, raffreddandosi il liquore, piccoli cristalli. Nel sale, che formasi quando il miscuglio delle soluzioni contiene un eccesso di fluoruro potassico, il ferro e il potassio contengono la quantità stessa di fluoro, mentre, nel sale che ebbe origine in un liquor contenente un eccesso di fluoruro ferrico, il ferro contiene una volta e mezza altrettanto fluoro che il potassio.

Fluoruro silicico-ferroso. Lo si prepara disciogliendo la limaglia di ferro nell'acido idrofluosilicico, e lasciando evaporare il liquore, alla temperatura ordinaria, in un vase piatto di ferro. Questo sale è sì solubile e il suo punto di cristallizzazione è tanto prossimo alla diseccazione completa, ch'è difficile averne cristalli, se non si opera su grandi masse. Il sale cristallizza allora in prismi esagoni regolari,

d'un verde-azzurrastro, che prendono una forma più regolare, ed un colore più pallido, quando si ridisciolgono e si fanno cristallizzare una seconda volta.

Fluoruro silicico-ferrico. Si ottiene saturando l'acido idrofluosilicico coll'idrato ferrico. La soluzione è poco colorita, e fornisce, quando si evapora, una gelatina giallastra, che si trasforma, colla disseccazione completa, in una massa gommosa, semitrasparente, che trae al colore di carne; questa si ridiscioglie completamente nell'acqua.

Fluoruro titanico-ferrico. Mescendo i due sali, si ottiene il sal doppio allo stato di soluzione gialla, che fornisce coll'evaporazione uno sciloppo giallo, ed alla fine una massa salina giallo-pallida, cristallina, che si decompone quando si tratta coll'acqua.

Cianuro ferroso (prussiato di protossido). Per ottenerlo allo stato di purezza, Robiquet indica il metodo seguente. Si versa dell'acqua saturata di gas solfido idrico sull'azzurro di Prussia, appena precipitato e ben lavato, e conservasi il miscuglio per alcuni giorni in un fiasco bene otturato. Il solfido idrico fa passare al bianco il colore azzurro, e si formano a poco a poco piccoli cristalli gialli, che s'inazzurrano rapidamente all'aria. Ripetendo quest'esperienza, io non ottenni che una massa bianca, e il liquore trovossi contenere dell'acido idrocianico. Ottiensi ugualmente del cianuro ferroso, riscaldando dolcemente il cianuro ferroso-ammonico in una storta, finchè non sublimasi più cianuro ammonico. Il cianuro ferroso rimane nella storta sotto forma d'una polvere grigio-giallastra, ch'è verdastra quando l'aria non venne perfettamente esclusa. Il cianuro ferroso, preparato con questo metodo, conservasi senza trasformarsi in azzurro di Prussia. La composizione di questo cianuro e de' cianuri in generale è tale, che se il carbonio e il nitrogeno si acidificassero, assorbendo dell'ossigeno, l'acido nitrico, prodotto dal nitrogeno, basterebbe da sè solo a formare un sal neutro coll'ossido ferroso, mentre l'acido carbonico fornirebbe un bicarbonato.

Cianuro ferrico. Questo sale non esiste che in combinazione con altri cianuri, come vedremo.

Cianuri doppi di ferro e d'altri metalli (prussiati ferrurati). Ne esistono due classi. Nell'una, il ferro è combinato colla quantità di cianogeno necessaria a formare dell'acido idrocianico coll' idrogeno ch' è reso libero quando il ferro trasformasi in ossido ferroso a spese dell' acqua; nella seconda classe, il ferro è combinato con una volta e mezza altrettanto ossigeno; così che, quando passa allo stato d' ossido ferrico a scapito dell' acqua, il cianogeno forma dell' acido idrocianico coll' idrogeno proveniente dalla decomposizione dell'acqua.

1.° *Sali doppi formati dal cianuro ferroso.* Questa classe di cianuri doppi venne conosciuta e studiata lungo tempo prima che si pervenisse a determinare in che guisa i suoi elementi vi si trovino uniti. Il cianuro ferroso possede la proprietà di formare co' cianuri della maggior parte de' corpi conosciuti alcune combinazioni tanto solubili che insolubili.

Questa classe di cianuri offre alcune proprietà generali che io descriverò prima di fare la istoria particolare di ciascuno di essi. La loro composizione è tale, che se si considerano come idrocianati d'ossibasi, l'ossido ferroso sempre contiene metà dell'ossigeno dell'altra base; nel cianuro doppio il ferro è combinato con metà del cianogeno dell'altro metallo. Quelli che vengono prodotti da' radicali degli alcali e delle terre alcaline, si disciolgon nell'acqua, cristallizzano e perdono la lor acqua di cristallizzazione in un luogo caldo o nel vuoto. Quelli al contrario che sono formati dai radicali delle terre e da' metalli propriamente detti, sono la maggior parte insolubili e non abbandonano tutta la loro acqua, prima di venir decomposti dal calore. Si potrebbe quindi, più dei primi, considerarli come altrettanti idrocianati. Sottomessi alla distillazione, i cianuri prima nominati non si decompongono che con lentezza; svolgesi del gas nitrogeno, e il cianuro ferroso si decompone lasciando un quadricarburo di ferro, mentre l'altro cianuro non viene decomposto. I cianuri formati dai metalli i cui ossidi non

vengono ripristinati dal semplice calore, sono decomposti colla distillazione, e forniscono de' carburi doppii, producendo il fenomeno di luce di che si è discorso parlando del carburo di ferro (p. 255, t. II, parte prima); quanto ai cianuri de' metalli nobili, il loro cianogeno svolgesi senza decomporsi, e il metallo nobile rimane meschiato col quadricarburo di ferro. In tali combinazioni, il cianuro ferroso non viene decomposto nè dagli alcali, nè dal gas solfido idrico; in una parola, la esistenza del ferro in questi composti non può esser mostrata che dai reagenti che distruggono il cianuro doppio, ossidando le basi. I cianuri doppii solubili vengono decomposti dagli acidi concentrati, specialmente mediante il calore; precipitasi del cianuro ferroso sotto forma d'una polvere bianca, che all'aria inazzurrasi, e svolgesi dell'acido idrocianico. I cianuri insolubili, al contrario, resistono molto più all'azione decomponente degli acidi. La maggior parte di essi disciolgonsi nell'acido solforico concentrato, senza decomporsi, e tutti combinansi con quest'acido, anche quando non vengon disciolti, perdendo il lor colore e gonfiandosi in modo di produrre una massa simile alla colla d'amido. La soluzione è senza colore, e quando si lascia all'aria libera, cristallizza una combinazione del cianuro coll'acido solforico a misura che il dissolvente attrae l'umidità. Questa combinazione puossi ottenere allo stato isolato; basta quindi metter la massa sopra un mattone che assorbe l' acido aderente. Questi composti, i soli di tal genere, devono considerarsi quali combinazioni d'un ossacido coi cianuri come basi nelle quali il cianogeno combinato coi metalli si sostituisce all' ossigeno. Quando queste dissoluzioni nell' acido solforico vengono unite ad una maggior quantità d' acqua, il cianuro doppio si separa senza combinarsi coll'acido solforico, e si decompone, se è solubile, o si precipita col suo colore e i suoi caratteri primitivi, se è insolubile. Se si riscalda la soluzione nell'acido solforico, essa si decompone. I metalli si combinano allo stato ossidato coll'acido solforico, svolgesi dell'acido carbonico, dell' acido solforoso e del gas nitrogeno, ed una gran parte dell'acido si trova saturata d' ammoniaca

formata col nitrogeno del cianogeno e coll' idrogeno dell'acqua. Se si continua a riscaldare, il sale ammonico pure si decompone, ed ottiensi del gas acido solforoso e del gas nitrogeno.

Ora io descriverò i cianuri doppi, che offrono maggiore interesse.

Cianuro ferroso-potassico (prussiato di potassa). Lo si prepara in grande, mescendo sostanze animali, vale a dire nitrogenate, come sangue diseccato, corno ec. con potassa, e calcinando il miscuglio. La massa calcinata si discioglie nell'acqua, e la soluzione si unisce al solfato ferroso, finchè il cianuro potassico sia trasformato in cianuro ferroso-potassico; il che si riconosce quando l'azzurro di Prussia, che allora si forma, non viene decomposto. Si evapora il liquore fino al punto di cristallizzazione, si separa il solfato potassico, che cristallizza il primo, e si continua ad evaporare la soluzione; il sale doppio cristallizza allora, ma ha d'uopo di venir privato, con varie cristallizzazioni, del solfato potassico che vi si trova unito. In piccolo, si prepara questo sale coll'azzurro di Prussia puro, che si riduce a tal uopo in polvere fina, e si fa bollire col carbonato o col bicarbonato o coll'idrato potassico. L'azzurro di Prussia, ch'è una combinazione di cianuro ferroso e di cianuro ferrico, viene allor decomposto per guisa che il ferro del cianuro ferrico si ossida a spese della potassa, e cede il suo cianogeno al potassio; mentre il cianuro ferroso combinasi col cianuro potassico prodotto. Durante la ebollizione al miscuglio si aggiungono piccole quantità di azzurro di Prussia in polvere fina, finchè l' ultima porzione non resti più alterata dopo alcuni momenti di ebollizione. La potassa n' è allora saturata. Evaporando la dissoluzione ad un dolce calore, il cianuro ferroso-potassico cristallizza in grandi tavole rettangolari, d'un giallo-cedro puro. Se il colore del sale è impuro, lo si fa fiorire col calore, e riscaldasi in una storta fino che vada in fusione; le materie coloranti straniere vengono allora distrutte. Se il sale contiene un eccesso d'alcali, si può saturare quest' ultimo coll'aceto stillato, e precipitare il cianuro coll'alcoole, sì subito che dopo aver concentrato il liquore coll'evaporazione. Il precipitato forma

delle pagliette brillanti d'un giallo-chiaro. Questo sale contiene d'ordinario del solfato potassico, ch' è d'uopo separare mediante l'acetato baritico; dopo di che togliesi l'acetato potassico coll'alcoole. Conservando questo sale in un luogo tepido, mettendolo alla temperatura ordinaria, nel vuoto, allato a un vase contenente acido solforico, abbandona la sua acqua di cristallizzazione, senza perdere la sua forma nè la sua coerenza. L'acqua giunge a 12,82 per cento del suo peso, e basta esattamente a trasformare i metalli in potassa ed in ossido ferroso, ed il cianogeno in acido idrocianico. In 100 parti contiene 12,85 di ferro = 16,58 di ossido ferroso; 37,11 di potassio = 44,66 di potassa, e 37,22 di cianogeno = 38,64 d'acido idrocianico. Alla temperatura in cui il vetro comincia a fondersi, esso comincia a decomporsi con isvolgimento di gas nitrogeno, ma la decomposizione si opera difficilmente e con lentezza. Ad una temperatura molto più elevata, procede più facilmente, ma anche quando si vuole bruciare il sale, calcinandolo in un crogiuolo al contatto dell'aria, è difficile trasformarlo in potassa ed in ossido ferrico; poichè, quando il cianuro ferroso è decomposto, il cianuro potassico resiste molto all'azione del calore. Se si mesce una soluzione di questo cianuro doppio col cloruro mercurico, e si fa digerire il miscuglio, il potassio ed il ferro si uniscono al cloro, mentre il cianogeno si combina col mercurio. Se si fa digerire il cianuro ferroso-potassico coll'ossido mercurico, i metalli si ossidano a spese di quest'ultimo, la soluzione contiene del cianuro mercurico e della potassa caustica, e precipitasi dell'ossido ferrico.

In questi ultimi tempi il cianuro ferroso-potassico venne frequentemente adoperato nelle tinture, per cui trovasi in commercio. A tal uopo lo si prepara procurandosi dapprima del cianuro potassico mediante la calcinazione del carbonato potassico colle materie animali, come dissi più sopra, ed aggiungendo a questo sale una soluzione di solfato ferroso, finchè il liquor cessi di sciorre il cianuro ferroso che formasi. Se il sale contiene anche dell' ossido ferrico, si precipita dell' azzurro di Prussia.

Versando una soluzione di questo cianuro doppio in una soluzione d' un sale ferroso, ottiensi un precipitato bianco, che generalmente si riguardò come cianuro ferroso, ma nel quale Proust dimostrò la esistenza del potassio, che non può venir tolto da un acido. Il precipitato è dunque un cianuro doppio, contenente, in relazione del ferro, molto meno potassio che il precedente ; ma la composizione quantitativa non venne ancora determinata. Se lasciasi questo precipitato in contatto coll' aria, assorbe dell' ossigeno, e diviene azzurro, quando il liquore contenga un eccesso di cianuro doppio, od azzurro-verde, quando il sale di ferro vi si trovi in eccesso : convertesi in tal modo in azzurro di Prussia, ed il potassio che contiene disciogliesi nel liquore, in combinazione con una minor quantità di ferro, vale a dire allo stato di cianuro doppio ordinario.

Cianuro ferroso-sodico. Si prepara questo sale come il precedente ; e, quanto dissi in generale del sale potassico, si applica pure al sale sodico . Quest' ultimo cristallizza in prismi sottili a quattro piani e a sommità diedre ; è giallo, fiorisce all' aria secca, e va in polvere. Questo sale è solubile in parti $4 \frac{1}{2}$ d' acqua fredda, e in molto meno d' acqua bollente ; la soluzione cristallizza durante il raffreddamento. Contiene 39 per cento d' acqua di cristallizzazione o quattro volte altrettanta che ne occorrerebbe per trasformare il cianuro in idrocianato.

Cianuro ferroso-ammonico. Ottiensi questo sale facendo digerire l' azzurro di Prussia puro con un eccesso d' ammoniaca caustica, nella quale esperienza il cianuro non è però totalmente decomposto, e lascia, al contrario, una massa bruno-grigiastra, che riproduce dell' azzurro di Prussia quando si tratta con un acido. Evaporando spontaneamente la soluzione, depone a poco a poco cristalli brillanti di un giallo-paglia e di una forma ottaedrica regolare. Talvolta il colore di questi cristalli è verde e tal altra è impossibile far cristallizzare la soluzione ; ciò dipende, come vedrassi più avan-

ti, dalla impurezza dell' azzurro di Prussia adopratosi. Io non conosco metodi per purificare, in questo caso, il sale in modo che cristallizzi. Il metodo più certo per ottenere il sal puro è precipitare un sale piombico con una dissoluzione di cianuro ferroso-potassico puro, lavar bene il precipitato, e decomporlo col carbonato ammonico. Per impedire l' evaporazione, il sale può precipitarsi coll'alcoole, in cui è insolubile, o poco solubile, al pari che gli altri cianuri doppii. Evaporando all' aria la soluzione di questo sale, il cianuro ammonico si volatilizza a poco a poco, ed il cianuro ferroso trasformasi, à scapito dell' aria, in azzurro di Prussia che si precipita, ed il cui colore è azzurro quando il sale sia puro, o verde se fosse impuro. Se si conserva questo sale lungo tempo sotto forma secca, o si riscalda fino a 40°, prova il medesimo cangiamento e diviene azzurro; ma nel vuoto, la sua soluzione puossi evaporare senza che provi alterazione, poichè in tal caso il cianuro ferroso non si può ossidare. Questo sale contiene una quantità d' acqua bastante a trasformare il cianuro ferroso in idrocianato d' ossido ferroso, e, quando riscaldasi in un apparato distillatorio, fornisce del cianuro ammonico e dell' acqua; il cianuro ferroso rimane, e si decompone ad una temperatura più elevata, come dissi parlando del carburo di ferro.

Cianuro ferroso-baritico. Si può ottener questo sale facendo digerire l'idrato baritico coll'azzurro di Prussia; ma tale metodo non è vantaggioso, attesa la poca solubilità che possede il doppio cianuro. Il miglior metodo di prepararlo è meschiare una dissoluzione ugualmente bollente d'una parte di cloruro baritico con una soluzione bollente di due parti di cianuro ferroso-potassico cristallizzato, e lasciar raffreddare il miscuglio: il cianuro ferroso-baritico cristallizza allora in piccoli prismi romboidali, di color giallo. L' acqua-madre fornisce coll'evaporazione nuove porzioni di questo sale, che esige per la sua soluzione 100 parti d' acqua bollente e 1920 parti d' acqua fredda. Esposto ad una temperatura di 40°, il cianuro ferroso-baritico fiorisce e divien bianco, senza cadere in polve-

re; perde in tal caso 16,56 per cento d'acqua, e questa perdita non aumenta nemmeno quando riscaldasi il sale fortemente. Ritiene così 1 $\frac{1}{2}$ per cento d' acqua, che solo viene sprigionata allorchè decomponesi il sale; questo contiene in conseguenza 18 per cento di acqua. La porzione d' acqua che ritiene il sale fiorito sarebbe bastante per trasformare metà del ferro in idrocianato ferroso; e la totale quantità d' acqua è doppia di quella necessaria a trasformare il cianuro in idrocianato doppio. Questo sale è del pari solubile nell' acido solforico concentrato.

Cianuro ferroso-stronzico. Si prepara trattando l' azzurro di Prussia coll'idrato stronzico. La combinazione disciogliesi in quattro parti d' acqua fredda, e deponesi, coll' evaporazione spontanea, sotto forma di cristalli gialli. Del resto, le sue proprietà non vennero esaminate.

Cianuro ferroso-calcico. Lo si ottiene facendo bollire l' azzurro di Prussia coll' idrato calcico e coll'acqua. La calce non decompone completamente l' azzurro di Prussia, ma il lascia allo stato di ossido giallo-chiaro, che fornisce molto azzurro di Prussia quando si tratta cogli acidi, sebbene un eccesso d'idrato calcico non gli tolga più cianogeno. Questo cianuro doppio disciogliesi facilissimamente nell' acqua. Evaporata fino a consistenza di sciloppo poco denso, ed abbandonata a sè stessa in un luogo caldo, la soluzione fornisce grossi cristalli d' un giallo-pallido, che affettan la forma di prismi quadrilateri obliqui. Alla temperatura di 40°, questi cristalli fioriscono, conservando la loro forma, e perdon 39, 61 per cento di acqua; ma, come i cristalli del sale baritico, ritengono una quantità d' acqua che sarebbe bastante per trasformare metà del ferro in idrocianato ferroso; tutta l' acqua giunge a 41, 33 per cento, quantità quadrupla di quella ch' è necessaria per convertire tutto il cianuro in idrocianato. E' difficile concepire il perchè alcuni cianuri doppii ritengano sì fortemente questa piccola porzione d'acqua.

Cianuro ferroso-magnesico. Per ottener questo sale, si fa bolli-

re l' azzurro di Prussia colla magnesia nell' acqua. La soluzione è gialla, e, secondo Hagen, fornisce, quando si evapora, piccoli cristalli deliquescenti, che hanno la forma di tavole.

I cianuri doppii provenienti dalla combinazione del cianuro ferroso coi *cianuri de' radicali delle terre,* son poco noti. Il glicio forma una combinazione solubile che si ottiene facendo digerire il solfato glicico neutro con un eccesso di cianuro ferroso-piombico. La soluzione diseccasi in una vernice trasparente, che diviene azzurra per un principio di decomposizione. Se si ripete tale sperienza col solfato *alluminico,* ottiensi una combinazione insolubile, e il liquor non contiene, per così dire, che acqua. Però il cianuro ferroso-potassico non intorbida le soluzioni di allume. Il cianuro ferroso acido (cianuro ferroso-idrico) discioglie l' allumina; ma durante l'evaporamento la maggior parte della dissoluzione decomponesi. L' acetato ittrico non viene precipitato dal cianuro ferroso-potassico; ma quest' ultimo forma, nella soluzione del cloruro ittrico, un precipitato bianco, che è un *cianuro ferroso-ittrico.* I sali zirconici non vengono intorbidati dal cianuro ferroso-potassico, ma questo precipita i sali torici.

Il cianuro ferroso forma coi metalli de' cianuri doppii di cui non si conosce che il colore ed il grado di solubilità. Non forma cianuri doppii che coi metalli i cui ossidi sono basi salificabili; di rado con quelli che forman degli acidi senza produrre una base; quando, al contrario, il metallo acidificabile forma un ossido salificabile, la composizione del cianuro corrisponde a quella di quest' ossido. Similmente non produce cianuri doppii coi metalli che trovansi sul limite fra queste due classi di metalli, come l' oro, il platino, il rodio e l' iridio. Per ottener questi cianuri, si mesce la soluzione neutra del sale metallico con una dissoluzione di cianuro ferroso-potassico; il potassio si ossida e ripristina il metallo cui toglie l' acido, cedendogli il cianogeno. Il cianuro doppio che formasi, è insolubile nell' acqua; alcuni di questi cianu-

rì non si disciolgono in un eccesso di acido, mentre altri vengono sciolti dagli acidi diluiti. Gli alcali li decompongono; sciolgono il cianogeno e il ferro, e lasciano il metallo allo stato ossidato. Questi cianuri essendo distinti principalmente pei loro colori, passo ad indicarli nella tavola seguente.

METALLI.	COLORE DEL CIANURO DOPPIO.
Argento	bianco, che piglia, durante la diseccazione, una lieve tinta azzurra.
Mercurio	bianco, si decompone in pochi istanti in cianuro di ferro, che diviene azzurro, ed in cianuro mercurico, che si discioglie.
Rame	rosso-bruno. Vedi i sali di rame.
Bismuto	bianco.
Stagno	bianco.
Piombo	bianco, traente al giallo.
Zinco	bianco.
Nichelio	bianco, traente al giallo-verdastro.
Cobalto	verdastro, ma non tarda a divenire d'un rosso-grigio, anche lungi dal contatto dell' aria (1).
Manganese . . .	bianco, ma dopo qualche tempo diviene colore de' fiori di pesco; disciogliesi negli acidi.
Cerio	bianco, solubile negli acidi.
Urano	rosso-bruno, corrispondente all' ossido uranico.

(1) Questa mutazione di colore sembra provenire da un assorbimento di acqua, ed essere analoga al cangiamento ordinario dal verde al rosso che i sali cobaltici provano quando vi si aggiunge dell' acqua. Riscaldato, questo cianuro doppio fornisce dell'acqua, e ripiglia il suo colore verdastro prima di decomporsi.

Cromo	verde-grigio, insolubile nell' acido solforico concentrato.
Molibdeno . . .	precipitato bruno-carico, insolubile negli acidi.
Tantalo	precipitato d' un arancio carico, che è bruno carico dopo la diseccazione. Si forma quando si versa del cianuro ferroso-potassico sopra il cloruro tantalico secco; e non si produce quando il cloruro tantalico venne anticipatamente inumidito, o quando versasi del cianuro ferroso-potassico in una soluzione di fluoruro tantalico.

Mi resta a descrivere due combinazioni notabilissime del cianuro ferroso, cioè: l'acido che s'era detto *acido prussico ferrurato*, e *l'azzuro di Prussia.*

Il *cianuro doppio ferroso idrico* o il *cianuro ferroso acido* (acido idrocianico ferrurato) venne scoperto da Porret, che l'avea chiamato *ferruretted chyazic acid* (1). Egli otteneva quest' acido, sì col precipitare il cianuro ferroso-baritico coll' acido solforico e sì col decomporre il cianuro doppio di potassio con una soluzione d' acido tartrico nell' alcoole; in quest' ultimo caso formavasi del bitartrato potassico, ed il cianuro ferroso acido, disciolto nell' alcoole, cristallizzava coll' evaporazione in cubi giallastri. Ma il miglior metodo per ottenere quest' acido è diluire nell' acqua del cianuro doppio piombico o rameico ancor umido, e far giungere nel miscuglio una corrente di gas solfido idrico. Il solfo combinasi col metallo, e l' idrogeno forma col cianogeno dell' acido idrocianico, che si unisce al cianuro ferroso e si discioglie nell' acqua. Precipitasi col cianuro piombico

(1) Questo nome è composto di C, hy, az, lettere iniziali dei nomi propri che distinguono le parti costituenti quest' acido.

la maggior parte del solfido idrico eccedente, dopo di che feltrasi con prontezza il liquore, e lo si evapora fino a secchezza nel vuoto sopra l' acido solforico. Ottiensi così una massa bianca, senza indizi di cristallizzazione, che si discioglie senza alterarsi nell' acqua tepida e priva d' aria; ma quando l' acqua contiene aria, formasi un poco d' azzurro di Prussia. La soluzione è senza colore e senza odore, quando non è in uno stato di decomposizione; il suo sapore è schietto, d' una acidità gradevole ed un poco astringente: infine non ha alcuna delle proprietà dell' acido idrocianico. Arrossa la carta di tornasole, scioglie con effervescenza i carbonati alcalini, forma con essi de' cianuri doppii, e comportasi, sotto tutt' i rapporti, come un acido forte simile agli ossacidi. Pretendesi che il cianuro ferroso-acido non sia venefico. Lasciata la sua soluzione alla evaporazione spontanea, in un luogo caldo, l' acido si depone in piccoli cristalli senza colore e trasparenti, aggruppati in modo di formare raggi concentrici, che sembrano composti di prismi quadrilateri. Allo stato cristallizzato, quest' acido sembra contenere dell' acqua combinata, e in ciò differire dalla massa bianca, che resta dopo l' evaporazione nel vuoto e che si discioglie più lentamente nell'acqua. Riscaldata in un apparato distillatorio, questa massa fornisce dapprima dell' acido idrocianico anidro, poi un miscuglio di cianuro ammonico e di carbonato d' ammoniaca, il quale è cagione che le ultime gocce di acido si solidifichino; nella storta rimane un quadricarburo di ferro. Se una soluzione di quest' acido esponesi all' aria per molto tempo, una parte dell' idrogeno si ossida e trasforma il cianuro ferroso in azzurro di Prussia, mentre l' acido idrocianico si volatilizza. Facendo bollire la soluzione, svolgesi a poco a poco dell' acido idrocianico, formasi un precipitato bianco di cianuro ferroso, che diviene azzurro con più o meno rapidità, secondo che l' aria vi ha più o meno accesso; e il liquore acquista, dopo avere bollito qualche tempo, un sapore meno acido e più astringente che quando contiene più cianuro ferroso in dissoluzione. Anche sotto forma secca e cristallizzata, il cianuro ferroso-acido non si può conservare

all' aria lungo tempo; diviene azzurro, esala dell'acido idrocianico, e da ultimo non lascia che dell' azzurro di Prussia.

Certo è degno di osservazione che questo corpo possegga le proprietà d' un acido molto più dell' acido idrocianico; poichè dovrebbe naturalmente attendersi che le proprietà elettronegative di quest' ultimo fossero diminuite dalla combinazione con un corpo elettropositivo com' è il ferro. Tale considerazione diede luogo a varie ipotesi sulla natura di questo corpo. Porret e dopo di lui Thomson e Robiquet, lo riguardarono come un acido particolare nella cui composizione entri del ferro metallico. Considerollo Gay-Lussac come un idracido, che abbia per radicale un corpo composto di cianogeno e di ferro, da lui chiamato *cianoferro*. Tornerò più tardi a discorrere su tali opinioni. Si può del pari riguardare questa combinazione come un suridrocianato d' ossido ferroso contenente tre volte altrettanto acido idrocianico, che il sale neutro, e nel quale le proprietà acide sono più manifeste che nell'acido idrocianico, per la tendenza che ha il ferro a formare con altre basi de' sali doppii, in guisa che le affinità dell' acido idrocianico vengano aumentate da quelle del ferro, all' incirca come il surtartrato ed il surossalato potassici hanno maggiore affinità per differenti ossidi metallici, che non ne hanno gli acidi ossalico e tartrico puri. Infine (e questa ipotesi meglio che ogni altra si accorda colla maniera di vedere in precedenza adottata) si può considerar questo corpo acido come un cianuro doppio di ferro e d' idrogeno, in cui l' idrogeno sia combinato con due volte altrettanto cianogeno del ferro, ed esigerebbe per essere trasformato in acqua due volte altrettanto ossigeno del ferro per produrre l' ossido ferroso. Il cianuro ferroso acido allo stato secco e non cristallizzato è formato di 46,57 parti d' acido idrocianico, 45,77 parti di cianuro ferroso e 7,66 d'acqua; contiene poi 23,27 per cento di ferro. Come gli altri cianuri doppii del ferro, viene disciolto dall'acido solforico; e quando attrae questo l' umidore dell' aria, la combinazione del cianuro doppio coll'acido solforico precipitasi sotto forma d' una

polvere bianca, non cristallina. Questa polvere sciogliesi facilmente nell' acqua e senza residuo; la soluzione contiene acido solforico e cianuro ferroso-idrico, e tosto depone dell' azzurro di Prussia.

Cianuro ferroso-ferrico (azzurro di Prussia). Questo composto venne scoperto nel 1710, accidentalmente da un fabbricator di Berlino, chiamato Diesbach. Avendo ei voluto precipitare col carbonato potassico una dissoluzione mista di cocciniglia, d'allume e di solfato di ferro, ottenne un precipitato azzurro. Il carbonato potassico adoperato eragli stato somministrato da Dippel, il quale se n'era servito per fare qualche assaggio sulla preparazione dell' olio da lui nominato *olio animale di Dippel.* Però la maniera di preparare l' azzurro di Prussia non venne pubblicata che intorno il 1724 da Woodward a Londra. Oggidì lo si prepara in grande per adoprarlo come colore. A tal uopo si mescono sangue seccato, capelli, corno ed altre materie animali colla potassa; calcinasi la meschianza in un crogiuolo di ferro, finchè il fuoco fiammeggiante dispaia; allora ritraesi la massa dal fuoco, cuopresi bene e si lascia freddare. Vi si versa poscia dell'acqua che scioglie la potassa non alterata ed una notevol porzione di cianuro di potassio. Versasi questa dissoluzione in una soluzione di solfato di ferro, alla quale si aggiunse dell' allume; ottiensi così un precipitato azzurro, la cui intensità dipende dal maggiore o minore eccesso d' alcali nella lisciva, dalla proporzione dell' allume e dal grado d' ossidazione del ferro. Aggiungesi dell' allume per saturare l' alcali libero che precipita dell' allumina; ma questo precipitato non nuoce alla beltà del colore come nocerebbe un eccesso d' ossido ferrico che renderebbe questo precipitato di color verde. L' aggiunta dell' allume può riguardarsi, a dir vero, come una falsificazione; ed alla esistenza dell' allumina conviene attribuire le differenze che osservansi nella tinta dell' azzurro di Prussia venale. I fabbricatori che vogliono produrre un azzurro di Prussia della miglior qualità, non adoperano allume; sciolgono nell' acido solforico l' eccesso d' ossido ferrico precipitatosi unitamente all' azzurro di Prussia, e con tal mezzo ottengono un prodot-

to più puro, sebbene meno abbondante. Per avere un azzurro di Prussia ancor più puro, è mestiero adoprare il cianuro ferroso-potassico puro e versare la soluzione di questo sale a goccia a goccia nella dissoluzione d'un sale ferrico. L' azzurro di Prussia così ottenuto è d' un bellissimo color azzurro carico; lavandolo si agglomera molto, e per questo è assai difficile ottenerlo allo stato di purezza perfetta; poichè d' ordinario ritiene una piccolissima quantità di potassa che si manifesta quando si brucia l' azzurro di Prussia. Per ottenere il più bell' azzurro di Prussia, conviene, secondo Raymond, adoprare il nitrato ferrico; egli assicura che la tinta è allor così bella, che lo spendio di quest' opera trovasi ricompensato dalla bellezza del prodotto.

L' azzurro di Prussia non isciogliesi che nell' acido solforico concentrato, con cui forma una combinazione bianca che ha l' apparenza della colla d'amido; versando dell' acqua nella dissoluzione, l' azzurro di Prussia precipitasi nello stato primitivo. Si può esporlo ad un calore fortissimo senza alterarlo. Attrae fortemente l' umidore igrometrico. L' acido nitrico lo decompone e lo ossida. L' acido idroclorico diluito è senza azione sovr' esso; l' acido concentrato gli toglie parte del ferro che si discioglie allo stato di cloruro ferrico, mentre rimane del cianuro ferroso-idrico non disciolto. Il solfido idrico, la limaglia di ferro o di stagno, meschiati separatamente in un fiasco otturato, coll' acqua e coll' azzurro di Prussia, tolgono a questo una parte del cianogeno e lo trasformano in cianuro ferroso. Le basi salificabili lo decompongono, impadronisconsi del cianogeno e del cianuro ferroso e lasciano dell' ossido ferrico. Viene decomposto dall' ossido mercurico: il liquore discioglie del cianuro mercurico e lascia una combinazione bruna, particolare, che non venne esaminata, e sembra essere un sale basico. Gli acidi tolgono a questa combinazione dell'ossido ferrico, e rigenerano dell' azzurro di Prussia. Se si riscalda l' azzurro di Prussia in un apparato distillatorio, fornisce dapprima un po'd' acqua, poi un po' di cianuro ammonico; indi svolgesi del carbonato ammonico e dell' acqua, finchè l' operazione sia compita. Trovasi nella storta

una massa nera, carbonosa, che produce il fenomeno di luce descritto quando trattammo del carburo di ferro, e lascia per residuo del tri-carburo di ferro.

Per lungo tempo ignorossi come si dovesse considerare la composizione dell' azzurro di Prussia. Proust fece il primo vedere che una combinazione d'idrocianato ferroso e d' idrocianato ferrico era necessaria alla sua formazione; e quando ammettesi l' esistenza degli idrocianati, l'azzurro di Prussia è in effetto un sal doppio, che ha per base questi due ossidi. Ma sembra ch' esistano almeno due combinazioni azzurre, una delle quali sia neutra, e l' altra contenga un eccesso di base. Ottiensi l' *azzurro di Prussia neutro* quando si versa una soluzione neutra d' un sale ferrico, per esempio, di cloruro o di nitrato, in una dissoluzione di cianuro ferroso-potassico; il liquore conserva la sua neutralità finchè non contiene un eccesso di sale ferrico. Riguardando l' azzurro di Prussia come un idrocianato doppio, il potassio viene sostituito nel precipitato da una quantità d' ossido ferrico il cui ossigeno è doppio di quello dell' ossido ferroso. Se, al contrario, lo si considera come un cianuro di ferro, il metallo, proveniente dalla ripristinazione dell'ossido ferrico, contiene, nella stessa quantità di ferro, una volta e mezzo altrettanto cianogeno che il cianuro ferroso; in altri termini, questo è un cianuro ferrico. Siffatte proporzioni si accordano co' prodotti risultanti dalla decomposizione dell' azzurro di Prussia mediante un alcali. L'alcali discioglie il cianuro ferroso, decompone il cianuro ferrico e lascia dell' ossido ferrico. Venendo il ferro disciolto precipitato dall' ossido mercurico, trovasi che questo precipitato sta al residuo di ferro non disciolto come 3 : 4. Trattando l' azzurro di Prussia neutro col solfido idrico e coll' acqua, diviene bianco come il cianuro semplice, ed il liquore contiene in dissoluzione una porzione di cianuro ferroso acido. Per ottenere *un azzurro di Prussia basico*, versasi a goccia a goccia una dissoluzione d' un sale ferroso in una dissoluzione di cianuro ferroso-potassico, avvertendo di non decomporre tutto il sale potassico; formasi un precipitato bianco che

lasciasi esposto all' aria in un vase piatto, finchè sia divenuto azzurro. Se il liquore contiene un eccesso di sale ferroso, l' idrato ferrico che vi si mesce lo rende verde. Non rimanendo la neutralità del liquore alterata, mentre il precipitato diviene azzurro, è evidente che questo colore provenne dal formarsi colla ossidazione un sottosale doppio, simile a quello che produce il fosfato ferroso. La composizione dell' azzurro di Prussia basico è tale, che nel cianuro ferrico un terzo del cianogeno viene sostituito dall' ossigeno, vale a dire esso è composto di cianuro ferroso, di cianuro ferrico e d' ossido ferrico. Lavandolo, comincia a disciorsi, quando sono tolti i sali stranieri e l' acqua di lavacro diviene pura; forma così una dissoluzione d' un bel colore azzurro carico, usato in pittura. In tal caso non resta niente d' ossido ferrico indisciolto. La dissoluzione si può evaporare, ed il residuo si ridiscioglie in maggior parte nell'acqua. La dissoluzione viene precipitata da alcuni sali, e il precipitato si ridiscioglie nell'acqua pura. L' alcoole non precipita queste dissoluzioni; ed io ne conservai più di un anno, senza che tutto l' azzurro di Prussia si fosse deposto. Se si fa giungere una corrente di gas solfido idrico in una simile dissoluzione azzurra, il liquore divien nero, poichè l' ossido ferrico trasformasi in solfuro, e non trovasi punto di cianuro ferroso acido nella dissoluzione.

L' azzurro di Prussia si adopra per pingere sì a colla, che ad olio: è stimato per l' intensità e la solidità del suo colore. Cominciossi ad usare per tinger la seta in azzurro, la quale a tal uopo s' immerge in una soluzione di solfato ferrico meschiato col bitartrato potassico, poi in una soluzione di cianuro ferroso-potassico. Più tardi, Raymond, figlio, fece conoscere un metodo per tingere le lane coll' azzurro di Prussia. In Isvezia e in altri paesi, lo si era usato qualche tempo per dare alla carta la tinta azzurra, che d' ordinario producesi collo smalto. Ma la carta così preparata acquista una tinta verdastra e un aspetto disaggradevole. Si prepara una combinazione d' amido e d' azzurro di Prussia, d' una tinta bellissima; essa è stimatissima, ma si fa un secreto della maniera di prepararla. Quando

si fa bollire nell' acqua, l' amido sciogliesi, e la massa diviene verde e simile alla colla d' amido. L' amido può separarsi colla digestione nell' acido solforico diluito, senza che il colore azzurro resti distrutto. Usossi per qualche tempo il cianuro ferroso-potassico nell' analisi dei minerali per precipitare il ferro allo stato d' azzurro di Prussia; ammettevasi che $\frac{4}{7}$ dell' ossido ferrico, che rimaneva dopo la calcinazione del precipitato, fossero stati precipitati dalla dissoluzione. Ma questo metodo venne abbandonato, sì perchè il cianuro ferroso-potassico si decompone con molta facilità, sì perchè cede al precipitato una parte del suo ferro più della proporzione che si calcolava.

Se il miscuglio d' alcali e delle materie animali che serve alla fabbricazione dell' azzurro di Prussia non venne calcinato a bastanza, ottiensi un azzurro di Prussia che, usato nella preparazione del cianuro ferroso-potassico, fornisce una soluzione verdastra, che non produce cristalli. L' azzurro di Prussia del commercio inoltre contiene dell' allumina, e si raccomanda di privarnelo mediante l' acido idroclorico; ma ciò non è necessario quando si adopera il carbonato potassico per preparare il cianuro. Questa soluzione verdastra forma, durante la diseccazione, pagliette verdi, che divengono d' un grigio-carico quando si lascino ventiquattr' ore all' aria; disciolgonsi in verde nell' acqua, deponendo una polvere verde. Io feci l' analisi di questa combinazione, ed essa mi diede la medesima quantità d' ossido ferrico e di potassa che il sale ordinario. La miglior guisa di farla cristallizzare è seccarla perfettamente, e poi riscaldarla finch' entri in fusione: ma così perdesi una parte del sale, che viene decomposta dall' acqua de' corpi stranieri. Sciogliendo la massa fusa, si ottiene molto carburo di ferro, e disciogliesi nel liquore una certa quantità di cianuro potassico non ferrurato. L' idrato ferrico, che rimane quando trattossi colla potassa questa specie di azzurro di Prussia, diviene più carico al contatto dell' aria ed alla fine bruno.

L' idrato baritico ha più tendenza di ogni altra base a produrre questa combinazione verde. Dopo la cristallizzazione del sale puro rima-

ne nel liquore; discigliesi pure nell'alcoole. La dissoluzione lentamente evaporata all'aria, depone piccoli cristalli scoloriti di nitrato baritico, avendo perduto il color verde; ma lo racquistano versando dell'alcoole sul sale diseccato, ed esponendo il miscuglio qualche tempo ai raggi del sole. Questa combinazione verde fornisce, come il sale potassico verde, dell'azzurro di Prussia coi sali ferrici. La calce non produce questa modificazione verde, ed è probabile che rimanga nel sottosale giallo lasciato dalla calce e da essa non decomposto. L'ammoniaca, al contrario, fornisce una considerevole quantità di sale così modificato; talvolta non se ne ottiene d'altra specie. Il sale affetta allora un'altra forma cristallina; quando il licore giunse a consistenza sciloppósa, la massa rappigliasi in un'unione d'aghi cristallini verdi. Se versasi dell' alcoole nella dissoluzione di questo sale, precipitasi in verde, e rammucchiasi sotto l'alcoole un liquore sciloppóso, verde e denso. Facendo cristallizzare il sale a varie riprese, si decompone a poco a poco deponendo una polvere verde; e la parte non decomposta è della stessa natura. Un eccesso di ammoniaca lo rende bruno; ma ripiglia il color verde quando si è volatilizzato quest' eccesso. L'acido acetico non altera il suo colore. Il cianuro ferroso-ammonico puro viene anch' esso trasformato in questa modificazione verde da reiterate evaporazioni; ed ottengonsi talvolta de' cristalli torbidi di forma ottaedrica e d'un verde carico. La sostanza verde che si precipita durante queste operazioni è un azzurro di Prussia in uno stato di modificazione, corrispondente a quello de' cristalli, e differente dalla modificazione che produce il clorido cianoso co' sali di ferro. Gli acidi che si mettono a contatto con questa sostanza la ritornano azzurra. Essa viene decomposta lentissimamente dalla potassa, che la trasforma in una massa color ruggine traente al verde. Quando calcinasi, spande un forte odore di olio empireumatico, e fornisce, come l'azzurro di Prussia puro, molto carbonato ammonico.

Cianuro ferrico. Fino al presente questo composto non venne ottenuto che sotto forma liquida od allo stato di sale doppio. Ottiensi

versando in una dissoluzione di cianuro ferrico potassico una dissoluzione di fluoruro silicico-ferrico, finchè tutto il potassio venga precipitato allo stato di fluoruro silicico-potassico. Il cianuro ferrico presentasi sotto forma di un liquido bruno-giallastro carico, il cui sapore è puramente astringente, e che si concentra a poco a poco quando abbandonasi all'evaporazione spontanea, ma diviene azzurro colla diseccazione, e trasformasi quasi tutto in cianuro ferroso-ferrico.

Sali doppi di cianuro ferrico. Questa seconda classe di ferro-cianuri venne recentissimamente scoperta da Leopoldo Gmelin. Distingueremo questi sali con nomi analoghi a quelli dati ai sali della classe precedente; così diremo, cianuro ferrico - potassico, cianuro ferrico - idrico. Non si conosce che un piccolo numero di queste combinazioni.

Cianuro ferrico-potassico. Per prepararlo procedesi come segue. Disciogliesi il cianuro ferroso-potassico nell'acqua, e si fa passare una corrente di cloro attraverso la dissoluzione, finchè questa non precipiti più i sali ferrici. Non occorre molto cloro per giungere a questo punto, ed al chiaro d'una candela, è facilissimo vedere quando l'operazione è compita, poichè il liquore, che sembra prima verdastro, diviene allor rosso. Però questo cangiamento di colore non avviene che quando è diluito il liquore fino un certo punto; e se è più concentrata la soluzione, cessa di essere trasparente. È allora mestieri tenersi all'assaggio co' sali ferrici (che debbono essere scevri di sali ferrosi); e dappoichè più non formasi precipitato azzurro, si arresta l'operazione. Finchè la corrente di cloro giunge nel liquore, è d'uopo continuamente rimescerlo, poichè il sale ferrico formato verrebbe distrutto nelle parti del liquore che contenessero un eccesso di cloro. Il liquore feltrato viene evaporato in un vase a pareti verticali finchè veggansi comparire cristalli durante l'evaporazione. Il sale cristallizza dapprima in aghi dotati d'uno splendore quasi metallico e d'un color giallo traente al rosso. Disciogliendo questi cristalli e facendoli cristallizzare una seconda volta, ottiensi il sale

sotto forma di bei cristalli rossi-rubino e trasparenti, che sono talvolta assai voluminosi e di forma complicata.

Kramer propose preparare questo sale facendo digerire l'azzurro di Prussia col clorito potassico; questo metodo può in fatto adoprarsi, ma non è preferibile a quello di Gmelin.

I cristalli di questo sale non contengono acqua, vale a dire non possono contenere nè ossido ferrico, nè acido idrocianico: il potassio ed il ferro vi sono in una tal relazione, che trovansi combinati colla medesima quantità di cianogeno, ed assorbono la stessa quantità di ossigeno per trasformarsi il primo in potassa, ed il secondo in ossido ferrico. Questo sale è composto di 35,68 parti di potassio, 16, 48 di ferro e 47,84 di cianogeno. Se si riscalda questo sale alla fiamma d'una candela, arde con vivacità e slancia, scoppiettando, scintille di ferro. Riscaldato in un apparato distillatorio, trasformasi in cianuro ferroso-potassico, fornisce del gas cianogeno e del gas nitrogeno; e quando si discioglie la massa fusa, rimane un poco di carburo di ferro. Una parte di questo sale disciogliesi in 38 parti di acqua fredda. La soluzione è gialla; l'alcoole ne precipita il sale sotto forma d'una massa bruno-rossastra, che si compone di piccolissimi cristalli. Tuttavia, questo sale non è interamente insolubile nell'alcoole. La soluzione acquea di esso è il migliore reagente che si possa usare per riconoscere la esistenza dell'ossido ferroso; poichè un liquor che contiene la più piccola dose d'un sale ferroso diviene verde se vi si aggiunge del cianuro ferrico-potassico; e quando la quantità del sale ferroso è un po' maggiore, si precipita dell'azzurro di Prussia. Le soluzioni d'ossido ferrico, al contrario, non vengono nè precipitate, nè alterate da questo sale.

L. Gmelin trovò, che il *sodio*, l'*ammonio*, il *bario* ed il *calcio* producono sali analoghi, rossi e solubili nell'acqua. Se versasi una soluzione di cianuro ferrico-potassico nella soluzione d'un sale ad ossido metallico, ottengonsi, secondo Gmelin, precipitati voluminosi, coloriti come segue:

Titano.	giallo-brunastro
Urano.	bruno-rossastro.
Manganese	grigio-brunastro.
Cobalto	bruno-rossastro carico.
Nichelio.	bruno-giallastro.
Rame	bruno-giallastro lordo.
Argento.	giallo-arancio.
Mercurio	giallo; il colore del precipitato è lo stesso quando si adoperano sali mercuriosi o sali mercurici.
Stagno.	bianco.
Zinco	giallo-arancio.
Bismuto.	bruno-giallastro.

Il piombo non fornisce precipitato, ma dopo qualche tempo il licore depone de' cristalli d'un bruno-rossastro.

Cianuro ferrico acido (cianuro ferrico-idrico). Lo si prepara decomponendo coll'acido solforico il cianuro ferrico-piombico sopraddetto. Ottiensi un liquido rosso, che cristallizza, durante l'evaporazione spontanea, in aghi giallo-brunastri. Questi cristalli arrossano la carta di tornasole: il lor sapore è acido, disgustoso e astringente; ad un dolce calore vengono decomposti in acido idrocianico ed in azzurro di Prussia. Sono composti d'acido idrocianico e di cianuro ferrico in tale rapporto, che il ferro e l'idrogeno sono combinati colla quantità stessa di cianogeno. Il ferro e il cianogeno vi si trovano nel rapporto medesimo, che nel cianuro ferroso acido; ma quest' ultimo contiene un terzo più d' idrogeno, che il cianuro ferrico acido. Questo è composto di 1, 39 parti d'idrogeno, 25,28 di ferro e 73,33 di cianogeno, o 38 parti d'acido idrocianico e 62 di cianuro ferrico. Ignorasi se contenga acqua combinata.

Quest' acido precipita le soluzioni metalliche producendo gli stessi fenomeni che produce il sale potassico, e fornendo de' preci-

pitati dello stesso colore. Il color rosso di queste combinazioni e il color giallo delle loro soluzioni sembrano annunziare ch' esse contengano dell' ossido ferrico; ma hanno lo stesso colore allo stato anidro, sebbene in tale stato non possano contenere ossigeno: donde risulta che il color rosso non appartiene esclusivamente all' ossido ferrico, e che altre combinazioni del ferro lo posseggono pure, per esempio quelle di questo metallo col cianogeno, coll' iodo e col cloro; la composizione di queste combinazioni è proporzionale a quella dell' ossido ferrico.

Già dissi che si era proposto di riguardare il cianuro ferroso acido (l'acido idrocianico ferrurato scolorito) come un idracido particolare, avente per radicale un corpo composto di cianogeno e ferro; ma l' esistenza dell' acido rosso già descritto, e nel quale il radicale medesimo è combinato soltanto co' $\frac{3}{4}$ dell' idrogeno ch'entra nella composizione dell' acido scolorito, sembra annunziare che sarebbe più esatto considerare questi composti come cianuri doppii, ed ammettere che il cianuro idrico sia combinato nell' uno col cianuro ferroso, nell'altro col cianuro ferrico.

Solfocianuro ferroso. L' acido idrosolfocianico discioglie il ferro, e forma con esso una dissoluzione la quale somiglia a quella di ogni altro sale ferroso; essa è d'un verde-azzurrastro pallido; arrossa all'aria, depone un' ocra gialla, ed ha lo stesso sapore di una dissoluzione di solfato ferroso. All' aria questo sale tosto si ossida, e la sua soluzione non puossi evaporare che nel vuoto. Non si è ancora tentato di ottenere questa combinazione sotto forma solida. Producesi pure mescendo il cianuro ferroso-potassico col solfo, e riscaldando lentamente il miscuglio, finchè la massa cominci a fondersi, e la si tratti coll' acqua, che discioglie un miscuglio di solfocianuro potassico col solfocianuro ferroso.

Solfocianuro ferrico. L' acido idrosolforico e l' ossido ferrico si decompongono mutuamente con tanta facilità che, feltrando l' acido attraverso la carta, questa viene spesso colorita da rosso in alcu-

ni vestigi d' ossido ferrico che vi si trovano. Questa combinazione è rossa e d'una tinta sì carica, che le tracce più piccole di questo sale bastano a produrre un color rosso molto sensibile. Quest'acido è dunque uno de'reagenti più sensibili per riconoscere la esistenza del ferro, poichè il solfocianuro ferroso, ch' è senza colore, trasformasi all' aria facilmente in solfocianuro ferrico. Il miglior metodo per preparar questo sale è versare dell'acido idrosolfocianico sopra l'idrato ferrico appena precipitato, ed evaporare la soluzione, che fornisce una massa rossa, deliquescente. Questo sale disciogliesi pur nell'alcoole. Un acido più forte, messo in eccesso, fa passare il colore dal rosso al giallo: il cloruro aurico produce l'effetto stesso. Secondo Grotthuss, una soluzione di questo sale diviene senza colore e limpida come l'acqua, quando è colpita dai raggi solari, in guisa che questi penetrino nel liquore a traverso il vetro; al contrario, essa conserva il proprio colore, o si colora di nuovo, quando i raggi giungono direttamente dall'aria nel liquore. Così una soluzione allungata fino ad un certo punto ed esposta in un vase cilindrico ai raggi diretti del sole, si discolora del tutto dal mattino fino alle undici ore; indi, quando i raggi cominciano a colpire la superficie del liquido esposto al contatto dell'aria, la soluzione ripiglia a poco a poco il suo colore; e questa reazione è al suo massimo dalle una alle due. Grotthuss non dice quale effetto produca il sole verso sera. Egli trovò che i raggi verdi scolorano i più prontamente questa dissoluzione, e conchiuse da queste sperienze e da alcune altre, che i raggi coloriti distruggono particolarmente i colori che loro servono di complemento.

Clorocianuro di ferro. Lo si ottiene mescendo un sale di ferro col clorido cianoso, e precipitando poscia il sale con un alcali. Formasi un precipitato verde, che l'acido solforoso trasforma in azzurro di Prussia, e che non tarda a decomporsi se si abbandona a sè stesso.

B. *Ossisali di ferro.*

a. *Sali a base di ossido ferroso.*

Solfato ferroso (vetriolo di ferro, copparosa). Lo si ottiene allo stato di purezza sciogliendo il ferro nell' acido solforico diluito, feltrando la soluzione bollente e mettendola a cristallizzare. Il sale così preparato forma de' prismi romboidali, trasparenti, di un verde-azzurrastro, che all'aria secca fioriscono e divengono prima bianchi alla superficie, poi gialli. Esposti all'azione del calore, soggiacciono alla fusione acquosa, e si riducono in una polvere bianca, che lentissimamente disciogliesi nell'acqua, sebbene non sia che un solfato ferroso. Secondo Mitscherlich, questo sale contiene 42,08 per cento d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è sestuplo di quello dell' ossido ferroso. Tale chimico trovò che una soluzione di questo sale, saturata al punto dell'ebollizione ed abbandonata al riposo alla temperatura di 8°, fornisce cristalli di solfato ferroso, che differiscono dai precedenti per la lor forma e la quantità d'acqua che contengono. Se prendansi de' cristalli un poco voluminosi del sale cristallizzato alla maniera ordinaria, e facciansi bollire nell'alcoole per qualche tempo, onde tenerli alla temperatura di 30°, conservano i contorni della lor forma, ma abbandonano una porzione della lor acqua. Poscia spezzandoli, trovasi ch' essi son pieni di cavità, donde escono de' cristalli che affettan la forma di quelli che hanno cristallizzato in una soluzione acquea a 80°.

Al calore rovente, il solfato ferroso si decompone; dapprima si trasforma in solfato ferrico, e lascia, quando tutto l'acido è scacciato, dell' ossido ferrico rosso, che chiamasi talvolta colcotar. Il solfato cristallizzato disciogliesi in due volte il suo peso d' acqua fredda ed in $\frac{1}{4}$ d' acqua bollente; ma è insolubile nell' alcoole. Se si fa passare il gas ossido nitrico attraverso una soluzione di questo sale,

il gas viene assorbito in gran quantità; il liquore colorasi in bruno carico e da ultimo diviene opaco e nero. Se riscaldasi lungi dal contatto dell' aria, la maggior parte del gas si svolge senza aver provato alterazione; se, all' opposto, si lascia all' aria, assorbe dell' ossigeno, e formasi dell'acido nitrico nel liquore. Proposesi usare questa soluzione come mezzo endiometrico; ma offre l' inconveniente di svolgere del gas nitrogeno, quando si agita al contatto dell' aria più lungamente che non bisogna per assorbire l' ossigeno, e quindi il risultamento è inesatto. È perciò mestiero scegliere il punto della maggiore diminuzione del volume d' aria, ed arrestar l' esperienza prima che questo volume cominci ad accrescersi. Davy trovò che una dissoluzione di solfato ferroso, il cui peso specifico sia 1, 4, assorbe 68 millesimi del suo peso di gas ossido nitrico; coll' ebollizione 48 millesimi del gas si svolgono senza aver provato alterazione, mentre i 12 millesimi rimanenti vengono decomposti unitamente ad una certa quantità d' acqua, per cui risulta dell' ammoniaca ed un precipitato di sottosolfato ferrico.

L' acido solforico sembra non formi coll' ossido ferroso nè sali basici nè sali acidi; mentre il precipitato bianco, che ottiensi versando dell' acido solforico concentrato in una soluzione saturata di solfato ferroso, non è altro che un sale neutro anidro sotto forma cristallina; ed i precipitati bianchi ovvero grigiastri che formansi quando precipitasi il sale colla potassa caustica, consistono in idrato ferroso perchè anneriscono coll' ebollizione. Il solfato ferroso è poco solubile nell' acido solforico concentrato. Il liquore acquista un lieve color roseo e s' intorbida all' aria, poichè il sale si ossida e si precipita.

In grande si prepara questo sale mediante il solfuro di ferro. Siccome questo contiene una quantità di solfo maggiore di quella ch' è necessaria per fornire l' acido solforico che l' ossido ferroso può saturare, è mestieri cominciar a scacciare quest' eccesso. A tal uopo ricorresi all' arrostimento, che si eseguisce mettendo il sol-

furo di ferro in mucchi e dandovi fuoco al di sotto. Lo scopo di tale operazione è quello di ardere soltanto il solfo in eccesso; ma siccome non potrebbesi giungere a questo risultamento che con dispendi molto maggiori, spingesi la decomposizione più oltre, di guisa che una grande qnantità di ferro passa alla stato d'ossido rosso. Il solfuro di ferro arrostito si pone sopra un suolo in pendio e ben battuto, nel quale si scavano rivoli che conducono l'acqua di pioggia in particolari serbatoi. Le piriti arrostite rimangono esposte gran tempo all'azione dell'aria e dell'acqua: spesso più anni; a poco a poco si forma un solfato ferroso che, sciolto dall'acqua di pioggia, si riunisce nei serbatoi e lo si concentra versandolo a più riprese sui mucchi di solfuro di ferro, e finalmente si evapora in vasi di piombo, fino al punto della cristallizzazione. Il residuo della pirite, non trasformatasi in solfato, consiste principalmente in ossido ferrico rosso, e serve ad uso di colore.

Si vide nel precedente volume (p. 248, t. II, p. I.), che, arrestando la decomposizione della pirite al punto in cui il solfuro ferroso ed il persolfuro di ferro trovansi meschiati in una certa proporzione, la massa rapidamente si trasforma in solfato, molto più prontamente di quando l'arrostimento è portato più innanzi: finora se ne fece poco calcolo, ma questo fatto potrà divenire importantissimo per la fabbricazione del vetriolo di ferro: nelle operazioni in in grande sarà per altro senza dubbio difficilissimo cogliere questo punto.

A Fahlun ottengono il vetriolo di ferro dirigendo sul ferro l'acqua delle miniere che contiene, oltre il solfato ferroso, molto solfato rameico; il rame viene precipitato, e il ferro disciogliesi in sua vece. L'acqua ferruginosa delle miniere è concentrata per gradazione (vedi l'articolo *cloruro sodico* nel precedente volume), finchè la soluzione sia carica a segno di essere evaporata dal calore.

Il vetriolo di ferro preparato in grande, è ben lungi dall'esser puro; contiene diversi sali terrosi e metallici, fra i quali incontran-

si molto spesso quelli di zinco, rame, manganese, allumina e magnesia; talvolta vi si trova pure del solfato calcico. Per liberarlo dal rame basta porre del ferro nella dissoluzione; ma torna difficilissimo liberarlo dagli altri sali stranieri, perchè cristallizza nel tempo stesso che la più parte di essi, e disciogliesi quasi altrettanto facilmente. Questi sali stranieri si mescono dunque col vetriolo mentre cristallizza, e modificano in diverse guise l'azione che deve produrre in diverse circostanze. Nel commercio d' ordinario ritrovansi due specie principali di vetriolo; l' una è d' un *verde-prato*, in grossi cristalli, la cui superficie meno facilmente ricuopresi di macchie di ocra; l' altra d' un *verde-azzurrastro*, ordinariamente meschiata con polvere di sale fiorito, contenente spesso dell'ocra. La prima specie contiene dell'ossido ferroso e dell'ossido ferrico; la seconda consiste in solfato ferroso, che tende a convertirsi in sale ferroso-ferrico, fiorisce e si ossida alla superficie. Il solfato verde del commercio, è d' ordinario più puro del sale azzurrastro; e quando si ha d' uopo d' un sale scevro d' ossido ferrico, è facile trasformarlo in sale ferroso facendolo bollire col ferro; lo stesso metodo può adoperarsi per rendere cristallizzabile la lisciva di vetriolo troppo ossidata.

Solfato ferroso-potassico. Lo si prepara mescendo i due sali ed evaporando il liquore fino al punto di cristallizzazione. In questo sal doppio l' acido è scompartito ugualmente fra le due basi, e l'acqua di cristallizzazione contiene sei volte altrettanto ossigeno che ognuna di esse. Questo sale è appena colorito dal solfato ferroso che entra nella sua composizione. La sua forma cristallina è la stessa di quella de' solfati corripondenti a base di magnesia, di ossidi manganosi, e dei solfati zinchico, cobaltico e nichelico.

Solfato ferroso-ammonico. Lo si prepara come il precedente, cui rassomiglia pel colore e per la forma cristallina. L' ossigeno dell'acqua di cristallizzazione sta in esso a quello dell' ossido ferroso come 8 : 1.

Iposolfato ferroso. Lo si ottiene, secondo Heeren, decomponendo l'iposolfato baritico col solfato ferroso. Evaporando la soluzione, il sale cristallizza in prismi solubilissimi nell' acqua che hanno lo stesso colore del vetriolo di ferro e si ossidano all' aria, ma senza fiorire, nè cader in deliquescenza. Contengono 29, 54 per 100 di acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quel della base, come 5: 1. Sono insolubili nell' alcoole.

Solfito ferroso. Lo si ottiene versando una dissoluzione acquea d'acido solforoso sul carbonato ferroso appena precipitato. Formasi una soluzione brunastra, che viene precipitata dall'alcoole, quando è concentrata. Del resto, questo sale non fu esaminato.

Iposolfito ferroso. Si ottiene facendo digerire col solfo una dissoluzione di solfito ferroso. Formasi pure quando si tratta il ferro con una dissoluzioue d' acido solforoso; la soluzione, che si opera senza svolgimento di gas, è dapprima bruna, poi verde. Non puossi farla cristallizzare coll' evaporamento ; riducesi in una massa gelatinosa d' un bianco-lordo. Esposta all' aria, fornisce un sedimento ocreoso rosso e cristalli di solfito ferroso ; la soluzione di questo sale, abbandonata lungo tempo al contatto dell' aria, da ultimo trasformasi in solfato ferroso. L' acido solforico e l' acido-idroclorico ne svolgono dell' acido solforoso e precipitano del solfo.

Nitrato ferroso. Lo si ottiene sciogliendo il ferro nell' acido nitrico freddo e diluito ; la soluzione che formasi è prima d' un bruno-lordo, poichè questo sale possiede, come il solfato ferroso, la proprietà d' assorbire il gas ossido nitrico ; ma in poco tempo questo gas decomponesi, ed ottiensi un sale ferrico. Se si discioglie il solfuro ferroso nell' acido nitrico puro e diluito, svolgesi del gas solfido idrico, e formasi una soluzione leggermente colorita in verde, che ha poca durata, e si trasforma in sal ferrico, per poco ch'elevisi la temperatura.

Fosfato ferroso. È insolubile nell' acqua ed ottiensi precipitando il solfato ferroso con un fosfato. Il precipitato è bianco, ma al-

l' aria diviene azzurro, e da ultimo d' un azzurro-carico. Questo cangiamento deriva da ciò, che l' ossido ferroso, passando allo stato di ossido ferroso-ferrico, il sale convertesi in un sal doppio composto di fosfato ferroso neutro e di sotto fosfato ferrico. Incontrossi in natura costituente un minerale, che non tarda a divenire azzurro, se è bianco quando lo si estrae, ma è d' ordinario polveroso ed azzurro.

Fosfato sesquiferroso. Trovossi nel regno minerale sotto forma di cristalli azzurrastri, trasparenti. Il fosfato ferroso entra facilmente in fusione, e forma, dopo il raffreddamento, una massa cristallina; al cannello non può esser ridotto allo stato di fosfuro, senza il soccorso della soda.

Fosfato bibasico ferroso e manganoso. E' un minerale che ricevette il nome di manganese fosfato ferrifero, e che si ritrovò presso Limoges sotto forma d'una massa compatta, non cristallina, d' un bruno carico quasi nero.

Fosfito ferroso. E' quasi insolubile nell' acqua, e si precipita sotto forma d' una polvere bianca; all' aria non tarda a ossidarsi, e a trasformarsi in sottosale ferrico. Sottomesso alla distillazione, si decompone, producendo un fenomeno di luce e svolgendo del gas idrogeno puro.

Ipofosfito ferroso. Si ottiene sciogliendo il ferro nell' acido ipofosforoso. Coll' evaporazione nel vuoto fornisce una massa salina, cristallina e verdastra.

Carbonato ferroso. Disciogliesi in piccola quantità nell' acqua. Ottiensi col versare dell' acqua carica d' acido carbonico sulla limaglia di ferro, oppure decomponendo de' sali ferrosi con un carbonato alcalino. La porzione che non rimane disciolta precipitasi sotto forma d'una polvere voluminosa, d'un bianco-verdastro. Questo sale si decompone all'aria e trasformasi in idrato ferrico. Trovasi nel regno minerale un carbonato ferroso cristallizzato in romboedri, che rassomigliano a quelli del carbonato calcico. Di rado è bian-

co, d' ordinario giallastro o nero, e contiene assai spesso de' carbonati di calce, di manganese e di magnesia. La maggior parte delle acque minerali ferruginose contengono del carbonato ferroso disciolto in un eccesso di acido carbonico; nelle acque minerali di Svezia si trovan di rado più di due terzi di grano di questo sale per libbra d' acqua.

Ossalato ferroso. Lo si ottiene sciogliendo il ferro nell' acido ossalico; forma un sal acido ed un sale neutro. Il primo cristallizza in prismi verdi, che all' aria asciutta vanno in efflorescenza; il secondo si precipita dalla dissoluzione a misura che l'acido ossalico trovasi saturato dal ferro che vi si discioglie.

Borato ferroso. E' insolubile e si ottiene precipitando il solfato ferroso col borace; ma, col lavacro, una gran parte dell' acido viene disciolta, e l'acido borico possede in generale pochissima affinità per gli ossidi di ferro.

Silicato ferroso. Se ne conoscono due combinazioni: 1.° *Silicato triferroso.* In questo composto l' ossigeno dell' acido è uguale a quello dell' ossido; formasi nell' affinamento del ferro e nella fusione del rame nero, e spesso si ottiene sotto forma di cristalli grigi, dotati di lucentezza metallica. E' fusibilissimo; gli acidi lo decompongono sciogliendo l' ossido, e lasciando dell' acido silicico gelatinoso.

2.° *Silicato sesquiferroso.* Questo sale formasi talvolta negli *alti fornelli*; è difficilissimo a fondersi, e cristallizza in lamine verdastre, talvolta trasparenti. Gli acidi lo decompongono: entra, come una delle principali parti constituenti, ne' pirosseni verdi carichi, specialmente nell' edenbergite di Tunaberg, in varie specie di granato ed in alcuni altri minerali.

Silicato sesquibasico ferroso e manganoso. S' incontra, sebbene di rado, nelle miniere di ferro di Nordmarken; ricevette il nome di *pirosmalite*, significante una pietra che spande un odore quando esponesi al fuoco, perchè contiene una piccola quantità di cloruro

ferrico basico, che svolge dell' acido idroclorico quando calcinasi. E' d' un grigio-giallastro ed affetta quasi sempre la forma di prismi esagoni; gli acidi lo decompongono per via umida.

Alluminato ferroso. Trovasi questa combinazione nel regno minerale: l' allumina vi fa l'ufficio d' un acido, come nelle combinazioni analoghe a base di magnesia e d' ossido zinchico. Questo minerale ricevette il nome di *pleonasto*; talvolta si chiama *ceilanite.* E' nero, brillante, e spesso cristallizzato in ottaedri, come l' alluminato magnesico. L' allumina contiene nel sale cristallizzato sei volte, e nel sale non cristallizzato tre volte, altrettanto ossigeno che l' ossido ferroso.

Acetato ferroso. Lo si ottiene sciogliendo il solfuro di ferro nell' acido acetico. Cristallizza in piccoli prismi verdi che si decompongono all' aria facilmente.

Tartrato ferroso. È poco solubile nell' acqua, e produce un sale bianco, polveroso. Ottiensi sotto forma di cristalli fogliati, versando una soluzione d' acido tartrico in una soluzione calda di solfato ferroso; il tartrato cristallizza durante il raffreddamento. Contiene, secondo Buchholz, 13 per 100 d'acqua di cristallizzazione; disciogliesi in 426 parti d' acqua fredda, e in 402 d' acqua bollente.

Tartrato ferroso-potassico. Lo si prepara facendo bollire il bitartrato potassico colla metà del suo peso di limaglia di ferro, e colla quantità d' acqua necessaria per ridurre il tutto in una poltiglia. Il ferro si ossida con isvolgimento di gas idrogeno, ed ottiensi un sal bianco, polveroso, pochissimo solubile nell' acqua, che annerisce all' aria, trasformandosi in sale ferrico. Decantasi la massa salina densa dal ferro non disciolto, e la si evapora fino a consistenza di pasta; questa serve a fare le palle conosciute sotto il nome di *pallottole di Nancì* o di *tartrato marziale.* Per usarle in medicina, involgesi una di queste palle in una tela, e la si sospende in una bottiglia riempiuta d' acqua di fonte. L' aria atmosferica contenuta nell' acqua trasforma una parte del sale ferroso poco solubile in sale ferrico solubilissimo,

e l' acqua diviene così leggermente ferruginosa, e buona a bersi in luogo d' un' acqua minerale ferruginosa. Il tartrato ferroso-potassico non viene precipitato nè dagli alcali caustici, nè da' carbonati alcalini.

Citrato ferroso. Cristallizza in piccoli prismi. Questo sale non viene precipitato dalla potassa, perchè l' ossido ferroso, nell' atto che si precipita, disciogliesi nel citrato potassico.

Benzoato ferroso. Si discioglie nell' acqua e nell' alcoole, e forma cristalli giallastri che all' aria vanno in efflorescenza.

Gallato ferroso. Sembra essere senza colore e parzialmente solubile; ma, esposto all'aria, si precipita in nero allo stato di sale ferrico.

Succinato ferroso. È poco solubile e precipita sotto forma d'una polvere verde-grigiastra che assorbe l' ossigeno dell' aria. Disciogliesi in parte in un eccesso d' acido succinico.

Seleniato ferroso. Lo si ottiene sciogliendo il ferro nell' acido selenico diluito; svolgesi del gas idrogeno, ed evaporando il liquore, cristallizza un sale il quale somiglia, sotto tutti i rapporti, al solfato ferroso, che, per conseguenza, possede la medesima forma, lo stesso colore ed i multipli stessi di acqua.

Selenito ferroso. Per ottener questo sale basta versare la dissoluzione d' un sale ferroso nella dissoluzione d' un selenito neutro; il selenito ferroso si precipita in bianco, ma più non tarda ad assorbire l' ossigeno dell' aria e a divenir grigio e alla fin giallo. Se versasi sopra dell' acido idroclorico, esso disciogliesi; ma l' idrogeno di quest' acido si ossida a scapito dell' acido selenioso, di guisa che si precipita del selenio e si ritrova nel liquore un miscuglio di cloruro ferrico e d' acido selenioso. Il ferro non si discioglie nell' acido selenioso; cuopresi in poco tempo d' una pellicola metallica di selenio, e allora cessa ogni azione.

Arseniato ferroso. Precipita sotto forma d' una polvere bianca, cui l' azione dell' aria imbrunisce, e la quale diviene da ultimo d' un verde-lordo. Mentre questo cangiamento si opera, l' ossido ferroso passa allo stato d' ossido ferroso-ferrico, ed il sale convertesi in un

sal doppio, simile al fosfato corrispondente. A Graul presso Schwarzenberg trovossi dell' arseniato ferroso neutro contenente acqua di cristallizzazione; presentasi sotto forma di piccoli ottaedri regolari, trasparenti e d' un verde-azzurrastro. Chiamossi *scorodite*. Se riscaldasi il sale neutro in un apparato distillatorio, acquista un color grigio carico, e fornisce un sublimato d'acido arsenioso; laddove l'ossido ferroso si ossida a scapito dell' acido arsenico, e passa così a un maggior grado di ossidazione. L' arseniato ferroso disciogliesi in piccola quantità nell' ammoniaca caustica; all' aria la soluzione inverdisce.

Arsenito ferroso. E' un precipitato bianco, che disciogliesi pure nell' ammoniaca caustica.

Cromato ferroso. Questo sale non può prodursi; poichè l' ossido ferroso ha maggiore affinità per l' ossigeno, che l' acido cromico, e riduce quest' acido immediatamente allo stato di ossido cromico.

L' *ossido cromico* e l' *ossido ferroso* formano insieme un composto che si ritrova in natura, e che i mineralogisti chiamano *ferro cromato*. Offresi quasi sempre sotto forma di masse nere, compatte e pesanti; però talvolta ritrovasi allo stato di cristalli ottaedrici, come l' ossido ferroso-ferrico. In questo composto, l' ossido cromico, isomorfo coll' ossido ferrico, contiene tre volte altrettanto ossigeno che l' ossido ferroso (si veggano le pag. 243,244 del precedente volume).

Molibdato ferroso. È insolubile nell' acqua, e, secondo Scheele, il suo colore è bruno.

Tunstato ferroso. È insolubile.

Tunstato ferroso-manganoso. Incontrasi questo sale doppio nel regno minerale sotto forma di grossi cristalli lucenti, neri e pesanti. I mineralogisti chiamaronlo *wolfram*. L' ossido ferroso vi contiene tre volte altrettanto ossigeno che l' ossido manganoso. Se si mesce questo sale allo stato di polvere fina coll' acido idroclorico concentrato, questo discioglie una parte delle basi e lascia un sursale, che l' acido più non decompone.

L' *antimoniato*, l' *antimonito* e il *tellurato ferroso* sono precipitati bianchi, che ingialliscono all' aria.

Titanato ferroso. Ritrovasi nel regno minerale in masse nere, in piccoli grani neri nell'arena vulcanica, e in grani più grossi: si dice *iserina*. Ritrovasi pure allo stato cristallizzato, benchè di rado: dicesi allora *crittonite*: viene fortemente attratto dalla calamita.

Tantalato ferroso-manganoso. Questo composto è assai raro in natura; i mineralogisti lo chiamarono *tantalite*. È nero, pesante e talvolta cristallizzato. Vieppiù rara è la combinazione dell' ossido tantalico cogli ossidi ferroso e manganoso. Trovossi colla tantalite a Kimito in Finlandia; differisce da questa perchè il suo peso specifico è maggiore, ed è da 7,6 a 7,9; mentre quello della tantalite non giunge che a 7,0 e la sua polvere è d'un bruno-cannella, essendo quella della tantalite d' un bruno-caffè. Niun acido intacca questi composti per via umida, ed il carbonato potassico è senza azione sovr' essi per via secca. Il miglior mezzo onde decomporli è ridurli in fina polvere, e fonderli col bisolfato potassico, siccome dissi parlando della preparazione dell' acido tantalico.

b. Sali a base di ossido ferrico.

Solfato ferrico. 1.° *Solfato neutro.* Lo si prepara mescendo il sale ferroso con metà dell' acido solforico ch' esso contiene, facendo bollire il miscuglio e aggiungendo piccole porzioni d' acido nitrico, finchè l' ultima porzione aggiunta più non produca svolgimento di gas. Ottiensi lo stesso sale versando l' acido solforico concentrato sull' ossido ferrico rosso (colcotar), e rimescendo bene il miscuglio che si riscalda da sè, e riscaldasi tuttavia un poco più per iscacciare l' eccesso di acido. Questo sale sciogliesi in rosso nell' acqua, e lascia dopo l' evaporamento una massa salina giallo-chiara, deliquescente. In tale stato d' ordinario contiene un eccesso di acido, poichè l' acido non viene completamente saturato dall' ossido; riscal-

dasi pertanto gradatamente per iscacciare tutto l' acido libero ad una temperatura che non arrivi al rovente. Rimane allora una polvere bianca, ch' è il sale neutro, il quale spesso disciogliesi colla stessa lentezza dell' allume calcinato, per cui è mestiero farlo lungo tempo digerire nell'acqua se vuolsi disciorlo totalmente. La soluzione è arancia, e coll' evaporazione fornisce un liquor siloppposo, giallo-rossastro, solubile nell' alcoole. L' acido solforico concentrato non lo discioglie. Il precipitato bianco, che si depone nelle grandi fabbriche d'acido solforico durante la concentrazione dell' acido, venne risguardato lungo tempo come un solfato di piombo; ma, secondo Bussy e Lecanu, quasi del tutto consiste in solfato ferrico neutro. Il gas solfido idrico lo trasforma in sale ferroso, precipitando del solfo. Facendo digerire la sua soluzione colla limaglia di ferro, il sale non si trasforma che in parte in sale ferroso, con isvolgimento di gas idrogeno e precipitazione d' un sottosale ferrico. Il sale anidro conviene meglio che ogni altro sale alla preparazione dell'acido solforico anidro per distillazione secca.

2.º *Solfato biferrico.* Si ottiene, secondo Maus, facendo digerir lungo tempo l' idrato ferrico con una soluzione concentrata del sale neutro. Forma una dissoluzione rossa carica, di sapore soltanto astringente, che si trasforma, colla diseccazione, in una massa salina gommosa. Facendolo bollire, o allungandolo con molta acqua, esso si decompone, rimane nel liquor del sale neutro, e formasi un precipitato ch' è il sale seguente.

3.º *Solfato seiferrico.* In questo sale l' acido è combinato con sei volte altrettanta base, che nel sale neutro. Si precipita pur sotto forma d' una polvere d' ocra, quando una dissoluzione di solfato ferroso si ossida all' aria. Contiene 62,4 parti d' ossido ferroso, 15,9 d' acido solforico e 21,7 d' acqua. L' ossigeno dell' acqua sta a quello dell' acido come 2:1, ed a quello dell' ossido come 2:4.

Solfato ferrico-potassico (allume a base di ossido ferrico). Per ottenerlo basta evaporare una soluzione acida mista de' due sali fino al punto di cristallizzazione. Questo sale somiglia talmente all' allume

per la forma, pel colore e pel sapore, che non si potrebbe distinguerlo dall' allume ordinario a questi caratteri. Ma lo si riconosce tosto perchè gli alcali ne precipitano dell'ossido ferrico e non dell' allumina. Questo è il sale che cristallizza coll' allume ordinario, e nuoce alla sua qualità più di ogni altra impurezza. A Berlino si prepara il solfato ferrico-potassico in grande, e si adopera per tingere in nero.

Se aggiungesi dell' ammoniaca o della potassa in piccole porzioni ad una soluzione concentrata di solfato ferrico, e si cessi subito che il precipitato finisce di ridisciorsi, si separano, secondo Maus, a poco a poco alcuni piccioli cristalli d' un sale bruno-giallastro. Disciogliendo questo sale col calore in una dissoluzione di solfato ferrico, cristallizza, durante l' evaporazione spontanea, in prismi esagoni corti. I cristalli vanno in efflorescenza ad un mite calore, senza perdere la loro forma nè la lor lucentezza. Il sale potassico contiene 20,8 parti di ossido ferrico, 23,1 di potassa, 41,7 di acido solforico e 14,4 di acqua. Preso per unità l' ossigeno della potassa, quello dell' ossido ferrico è uguale a 6 e quello dell' acido solforico è uguale a 12. Il sale ammonico contien 23,75 parti di ossido ferrico, 10,3 d' ammoniaca, 29,2 d' acido solforico e 16,75 d' acqua, il che dà gli stessi multipli del sale precedente, se si sostituisce la potassa all' ammoniaca.

Solfato ferrico-ammonico. Forma un sale simile al solfato ferrico-potassico, con cui esso ha gli stessi rapporti che l' allume ordinario coll' allume a base di ammoniaca. La composizione di questo sale è tanto analoga a quella del sale alluminico corrispondente, che, sostituendo al ferro l' alluminio, si ottengono de' sali alluminici colla proporzione ordinaria di acqua.

L' acido solforico forma pure un sottosale coll' ammoniaca e coll' ossido ferrico. Io l' ottenni sciogliendo il ferro in un miscuglio d' acido solforico diluito con un poco d'acido nitrico, lasciando esposta all' aria la dissoluzione neutralizzata, che depose un' ocra: quest' ocra rassomiglia nel suo aspetto al sottosale semplice, ma ne differisce in ciò che non viene decomposta dalla potassa caustica, e sciogliesi tan-

to difficilmente nell' acido idroclorico concentrato, che la si direbbe insolubile. Stillata, fornisce dapprima acqua e ammoniaca; poi acido solforoso. Comprendesi che l' ammoniaca contenuta in questo sale deriva dalla simultanea decomposizione dell'acqua e dell' acido nitrico.

Solfato ferroso-ferrico. Questo sale si ottiene quando il solfato ferroso neutro rimane esposto all' aria, finchè non si formi più ocra; si produce così una dissoluzione d' un rosso carico giallastro, che non cristallizza dopo l' evaporamento, ma forma una massa sciloppposa bruna carica in cui la potassa produce un precipitato di un color nero che non trae nè al verde nè al rosso: proprietà caratteristica dei sali ferroso-ferrici. Se si fa digerire questo precipitato in vasi chiusi con un eccesso del sale, l' ossido ferroso disciogliesi, e formasi dell' idrato ferrico, che acquista un color giallo. Nella miniera di rame di Fahlun, trovossi un sale rosso in grosse stalattiti; era composto di piccioli cristalli trasparenti, e meschiato di solfato magnesico. Analizzando questo sale, trovai ch' era a base di ossido ferroso-ferrico; l' acido solforico non ci era in quantità bastante a produrre un sal neutro, e conteneva soltanto due volte l' ossigeno della base composta; in onta a ciò questo sale era solubile nell' acqua. Conteneva una quantità d' acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno era triplo di quel della base.

Iposolfato ferrico. Disciogliesi in rosso nell' acqua. L' acido iposolforico, messo in digestione coll' idrato ferrico, non viene neutralizzato, per quanto grande sia l' eccesso d' idrato che adoprasi: l' idrato ferrico si trasforma in sale basico composto, secondo Heeren, di 66,99 parti di ossido, 8,25 di acido e 21,76 d' acqua.

Nitrato ferrico. Lo si prepara sciogliendo il ferro a caldo nell' acido nitrico. Forma una massa salina, d' un rosso-bruno, che si discioglie facilmente nell' acqua e nell' alcoole, ed attrae l' umidore dell' aria. Ad una temperatura elevata si decompone, e forma un sale basico, che viene interamente distrutto da un calore più forte, e abbandona allora dell' ossido ferrico. Vauquelin, lasciato avendo del-

l' acido nitrico a contatto colle battiture di ferro, trovò dopo alcuni mesi de' cristalli scoloriti, che avevano la forma di prismi rettangolari a quattro piani; risolvevansi all' aria in un liquido rosso-bruno, e la potassa precipitavagli in rosso.

Ottiensi un *sottonitrato ferrico*, precipitando incompletamente colla potassa una dissoluzione di nitrato ferrico, o facendo bollire una dissoluzione neutra e diluita di questo sale, o finalmente facendo digerire il nitrato ferrico con più ferro ch'esso non può disciorre. È gelatinoso e parzialmente solubile nell' acqua pura, per cui non si può lavar sopra un feltro, e la sua dissoluzione è difficilissima a filtrarsi. L'acido nitrico anch' esso sembra formare un sottosale con un maggiore eccesso di base, ossia quello che noi chiamiamo un sale surbasico; ma non venne ben esaminato. Precipitando una dissoluzione di nitrato ferrico con un eccesso di carbonato potassico, il precipitato si ridiscioglie ed ottiensi un liquor rosso, che d' ordinario si chiama *tintura alcalina marziale di Stahl.*

Fosfato ferrico. Lo si ottiene versando un fosfato nella dissoluzione d' un sale ferrico. Il precipitato è una polvere bianca, insolubile, che non si altera all' aria, perde una parte della sua acqua, ed imbruna allorchè si calcina. Gli acidi sciolgonla facilmente. Riscaldata al cannello, sopra il carbone, si fonde e convertesi in un globulo grigio-cinereo; e quando la s'introduce in un crogiuolo intonacato di *brasca* ed esponesi, coperta di flusso, ad una temperatura più elevata, il carbone la riduce allo stato di fosfuro di ferro. Talvolta ritrovasi questo sale nelle miniere di ferro, che sono in tal caso di cattiva qualità; poichè nell' *alto fornello* il fosfato riducesi facilmente allo stato di fosfuro, che si combina colla ghisa e fornisce un ferro spezzabile a freddo. Dietro gli assaggi di C. D. af Uhr, puossi ottenere del ferro in ispranghe di buonissima qualità, anche con una miniera contenente del fosfato calcico, se si eseguisca la estrazione del ferro con molta diligenza, e si assortiscano bene i minerali che sottomettonsi alla operazione; ma quando la miniera

contiene anche fosfato ferrico, è impossibile trarne un buon ferro. Questo sale non entra nella composizione della miniera, ma in quella della ganga. Si può quindi in piccolo liberare il minerale di questo sale, e separarne la miniera di ferro mediante la calamita. Se si fà poi digerire per alcuni giorni la ganga ridotta in polvere fina coll'acido nitrico puro diluito con 30 a 40 volte il suo peso di acqua, tenendo il miscuglio alla temperatura di 20° ed evaporando la soluzione fino a secchezza, o fino che tutto l'acido libero sia scacciato, ottiensi un residuo bianco, gelatinoso, donde l'acqua discioglie i nitrati ferrosi, lasciando il fosfato ferrico sotto forma d'una polvere bianca. D'ordinario, questa contiene un po' d'acido silicico, da cui si può liberarla sciogliendola nell'acido nitrico. Il fosfato ferrico neutro, messo a digerire colla potassa caustica, lascia una polvere rossa, che rassomiglia all'ossido ferrico, e non viene più alterata da una maggior quantità d'alcali; questa polvere è un *sottofosfato ferrico.*

Fosfito ferrico. Precipita decomponendo un sale ferrico con un fosfito alcalino; ma la maggior parte del sale non viene precipitata che facendo bollire il liquore. Esso è bianco, polveroso, e si decompone nella distillazione secca con isvolgimento di luce.

Ipofosfito ferrico. È bianco e poco solubile in un eccesso di acido. A freddo l'ossido ferrico non si riduce allo stato di ossido ferroso; ma, facendo bollire il miscuglio, ottiensi dell'ipofosfito ferroso che si discioglie, e del sottofosfato ferrico che rimane indisciolto.

Clorato ferrico. Lo si prepara diluendo l'idrato ferroso nell'acqua, e facendo passare il cloro attraverso il miscuglio: l'idrato disciogliesi, ed ottiensi un liquido rosso-giallastro, che non fu esaminato.

Iodato ferrico. E' una polvere bianca, insolubile nell'acqua.

Carbonato ferrico. Non esiste che allo stato di sale doppio. I bicarbonati alcalini disciolgono l'idrato ferrico, e formano con esso

delle soluzioni di color giallo ruggine o rosso, che non abbandonano l'idrato ferrico quando si evaporano, e che solo si possono liberare dal ferro aggiungendovi dell'alcali caustico o riscaldando la combinazione fino al rovente. Il ferro metallico sciogliesi con isvolgimento di gas idrogeno nelle soluzioni concentrate de' bicarbonati alcalini; la soluzione ingiallisce rapidamente all'aria.

Ossalato ferrico. Questo sale presentasi sotto forma d'una polvere gialla, poco solubile, che ottiensi precipitando il sale ferrico con un ossalato. Deponesi lentissimamente, ed una porzione del sale rimane disciolta nel liquore. Un eccesso d'acido ossalico lo rende ancor più solubile, di guisa che allor cristallizza in piccioli prismi d'un giallo-verdastro.

Borato ferrico. E' una polvere giallastra, insolubile, che divien bruna colla calcinazione, fondesi ad un' alta temperatura e si vetrifica.

Silicato ferrico. Allo stato isolato non si conosce ; ma, a quello di sal doppio, ritrovasi nel regno minerale combinato ai silicati calcico, magnesico, manganoso e ferroso, e costituente così i granati.

Acetato ferrico. Lo si ottiene sciogliendo l'idrato ferrico nell'aceto, o precipitando il solfato ferrico coll'acetato piombico. Forma una dissoluzione rossa, che viene trasformata, colla evaporazione, in una gelatina bruna, deliquescente. Questo sale facilmente abbandona l'ossido ferrico; per ciò appunto si adopera nelle manifatture di tele pinte, e lo si fabbrica spesso coll'aceto ottenuto dalla distillazione del legno. Quando il liquore è quasi saturato di ferro, si conserva al contatto dell'aria, che fa passare il ferro al più alto grado di ossidazione. L'acetato ferrico sciogliesi nell'etere acetico, e questa dissoluzione, meschiata con alcoole, adoprasi in medicina.

Sottoacetato ferrico. E' una polvera gialla, insolubile, che si precipita quando il sale ferroso neutro si ossida all'aria.

Tartrato ferrico. Facilmente si discioglie, e fornisce, disseccandosi, una gelatina bruna. La potassa caustica lo precipita incomple-

tamente soltanto, e lo trasforma in sottosale; ma non soggiace ad alcuna alterazione quando contiene un eccesso di acido bastante a formare un sal doppio colla potassa. Così l'ossido ferrico non può venire precipitato dalla sua soluzione nell'acido tartrico, che col cianuro ferroso-potassico e coi solfoidrati.

Tartrato ferrico-potassico. Lo si prepara sciogliendo l'idrato ferrico nel bitartrato potassico. Evaporando la dissoluzione, si ottiene una massa scilopposa, che non fornisce cristalli e disciogliesi facilmente nell'alcoole. La proprietà che possede questo sal doppio di non venire precipitato dalla potassa, e di abbandonare l'ossido ferrico più difficilmente che gli altri sali ferrici, è di grande importanza per certi generi di tintura; d'ordinario si ottiene questo sale mescendo il solfato di ferro col tartaro: si sa per esperienza che senza un simile miscuglio non si ottiene unità di tinta.

Tartrato ferroso-ferrico. Ottiensi precipitando il solfato col tartrato potassico. Esso forma, secondo Buchholz, una polvere giallo-brunastra, solubile in 384 parti d'acqua fredda e in 320 parti d'acqua bollente. Contiene acqua combinata, il cui ossigeno è uguale alla metà di quello della base.

Citrato ferrico. È una massa salina, bruno-rossastra, che facilmente si discioglie nell'acqua.

Malato ferrico. Si offre sotto forma d'una massa estrattiva, bruno-rossastra, che attrae l'umidore dell'aria e si discioglie nell'acqua e nell'alcoole. Se la base vi predomina, il sale forma un'ocra gialla, insolubile nell'acqua.

Gallato ferrico. Questo sale nero e insolubile entra, come principal parte costituente, nella composizione dell'inchiostro. Se versasi dell'acido gallico in una soluzione di ferro moltissimo diluita, il licore diviene d'un rosso-porpora; quando la soluzione è più concentrata, si colora in violetto, e allorch'è saturata, diviene nera come l'inchiostro. Questo sale è decomposto dagli acidi e dagli alcali.

Benzoato ferrico. E' una polvere voluminosa, rosso-pallida, in-

solubile, che l'acqua bollente decompone, secondo Hisinger, in sursale solubile e in sottosale insolubile. Siccome l'acido benzoico forma de'sali solubili colle terre e cogli ossidi manganico, nichelico e cobaltico, mentre il benzoato ferrico è insolubile, si profittò di tale proprietà per separare l'ossido ferrico dagli ossidi nominati. A tal uopo è necessario che tutto il ferro sia allo stato di ossido ferrico, e che l'acido predomini nel licore che si neutralizza accuratissimamente, aggiungendoci dell'ammoniaca. Il benzoato, che adoprasi per precipitare l'ossido ferrico, non dee contenere alcun eccesso di alcali, poichè si otterrebbe un risultamento inesatto.

Il *benzoato acido* cristallizza coll'evaporazione.

Succinato ferrico. E' una polvere rossa carica, insolubile. L'insolubilità di questo sale fornisce un mezzo per separare l'ossido ferrico dall'ossido manganoso, e a tal uopo debbonsi prendere le stesse precauzioni che quando si precipita il ferro con un benzoato. L'acido succinico ha sull'acido benzoico il vantaggio di formare coll'ossido ferrico una combinazione meno voluminosa, e che si trasforma colla calcinazione più facilmente in ossido ferrico rosso di quello che il benzoato, il cui acido è abbondantissimo di carbonio. Se la soluzione di ferro non è in uno stato di perfetta neutralità, il succinato ferrico precipitasi, ma il precipitato si ridiscioglie col lavacro. Si può nullameno prevenire quest'effetto facendo bollire il licore prima di feltrarlo.

Formiato ferrico. Cristallizza in piccoli aghi d'un rosso-giallastro, disciogliesi facilmente nell'acqua, e nell'alcoole con difficoltà.

Fulminato ferrico. Si prepara facendo bollire il fulminato argentico o mercurioso con acqua e con limaglia di ferro. Formasi una dissoluzione bruno-rossastra, che coll'evaporazione fornisce cristalli di fulminato ferrico.

Seleniato ferrico. Somiglia al solfato, sì nelle sue combinazioni neutre, che in quelle contenenti un eccesso di base.

Selenito ferrico. Ottenuto per doppia decomposizione, presenta-

si sotto forma d'una polvere bianca, che, diseccandosi, diviene giallastra. Riscaldato, fornisce dapprima dell'acqua, e divien rosso; poi ad una temperatura più elevata, l' acido selenioso si svolge, e l'ossido ferrico rimane puro.

Biselenito ferrico. Lo si prepara disciogliendo il ferro in un miscuglio di acido selenioso e di acido nitrico, senza peraltro saturar l'acido. Durante il raffreddamento deponesi il sale, sulle pareti del vase, in cristalli laminari, irregolari, d'un verde-pistacchio.

Sottoselenito ferrico. Lo si ottiene trattando uno de' sali precedenti coll' ammoniaca caustica. E' una polvere gialla, che passa attraverso il feltro quando si lava.

Arseniato ferrico. E' una polvere bianca insolubile, che divien rossa quando riscaldasi, ed abbandona 17,68 per cento di acqua. In questo sale l'ossigeno dell'acqua è doppio di quello della base. Alla temperatura del rosso nascente produce un leggero sviluppo di luce, dopo di che il suo colore è più pallido e soltanto giallastro. Gli acidi lo sciolgono. Se versasi dell' ammoniaca caustica sul sale ancor umido, tosto si discioglie; ma quando venne seccato, non si discioglie più che colla digestione. La soluzione è rossa e trasparente; abbandonata a sè stessa in un luogo caldo, l'ammoniaca si volatilizza, senza che l'arseniato precipiti; il liquore, che perdette il suo odore, conserva la sua limpidezza, e da ultimo si disecca in una massa screpolata, trasparente, d' un rosso-rubino, che consiste in un sottosale doppio. L' acqua la decompone in parte, ma l' ammoniaca la scioglie. Colla distillazione secca, fornisce dell' acqua, del gas ammoniaco ed infine dell' acido arsenioso, e rimane nella storta una massa verde.

Arseniato sesquiferrico. Lo si ottiene ossidando il sale ferroso neutro coll' acido nitrico, ed evaporando l' acido o precipitando il liquore coll'ammoniaca. In questo sale l'acido è combinato con una volta e mezzo altrettanta base che nel sale neutro. Non viene sciolto, nè decomposto dall' ammoniaca, che non lo scioglie nè me-

no quando lo si precipita con un eccesso di quest'alcali dalla sua dissoluzione in un acido. Se trattasi questo sale colla potassa caustica, formasi un sottosale che contiene un maggior eccesso di base, e che non viene decomposto dall' aggiunta di una nuova quantità di potassa. Questo sale ha l'aspetto dell' ossido ferrico precipitato dalla potassa. Contiene 13,4 per cento di acqua, il cui ossigeno è uguale alla metà di quello dell'ossido ferrico: inoltre è composto di 7 per cento di acido e 79,6 per cento di ossido ferrico, il quale contiene dieci volte altrettanto ossigeno dell' acido. Potrebbesi riguardare questo sale come una combinazione dell'idrato ferrico coll'arseniato ferrico surbasico. Se lo si riscalda fino al rosso nascente, diviene tutto a un tratto incandescente, e produce il fenomeno di luce onde si è già parlato varie volte. Per separare l' acido arsenico o l'acido fosforico dal ferro, non esiste altro metodo che quello di sciorre l' arseniato o il fosfato, e versare a goccia a goccia nella soluzione il solfoidrato potassico che precipita il ferro allo stato di solfuro, mentre gli acidi rimangono nel licore.

Arseniato ferroso-ferrico. Già dissi che il sale ferroso neutro, che è bianco, muta colore quando si lascia all'aria, e diviene d' un verde-lordo. Questa combinazione forma un minerale che si è trovato al Brasile, il quale consiste in arseniato ferroso neutro combinato con arseniato sesquiferrico; i due ossidi vi si trovano nella medesima proporzione che nell' ossido ferroso-ferrico. Esso è un sale verde insolubile, cristallizzato irregolarmente, contenente 15, 86 per cento d'acqua, il cui ossigeno è sestuplo di quello dell'ossido ferroso. Un altro sal basico, nel quale il rapporto fra i due ossidi è lo stesso, venne trovato in vari luoghi di Europa sotto forma di cristalli cubici: donde il suo nome di *farmacosiderite.* L'ossido ferroso vi è allo stato di sale sesquibasico, l'ossido ferrico allo stato di sale bibasico. Contiene 19 per cento d' acqua, il cui ossigeno è, come nel sale precedente, sestuplo di quello dell' ossido ferroso.

Cromato ferrico. E' solubile nell'acqua. Secondo Maus, l'acido

cromico non può saturarsi d' ossido ferrico digerendolo coll' idrato ferrico, e formasi, in tal caso, un surcromato, che si disecca in una massa bruna, nulla cristallina, completamente solubile nell' acqua. La soluzione è rossa. Secondo il citato chimico, questo sursale è formato di 26,06 parti d' ossido ferrico e 74,94 d' acido cromico: codesta composizione non si allontana da una proporzione tale fra l' acido e l' ossido, che il primo contenga quattro volte più ossigeno del secondo.

Il sottocromato presentasi in forma d' una polvere rosso-bruna, insolubile nell' acqua, solubile negli acidi concentrati.

Molibdato ferrico. Forma un precipitato bruno, o giallo-cedro carico, che è decomposto dalla potassa caustica.

L' *antimoniato* ed il *tellurato ferrici* sono d' un giallo-chiaro ed insolubili.

C. *Solfosali di ferro.*

Il ferro forma col solfo due basi, l' una delle quali corrisponde all' ossido ferroso, l' altra all' ossido ferrico, e che noi chiamiamo solfuro ferroso e solfuro ferrico. Varii solfosali ferrosi sono solubili nell' acqua; diseccandoli quando sono sotto forma solida, od evaporando le loro dissoluzioni, si decompongono, e forniscono dell' ossido ferrico da un lato e dall' altro un solfosale ferrico, che non viene più alterato dall' aria.

Solfocarbonato ferroso. Forma un liquore d' un rosso-vinoso carico, che a poco a poco imbrunisce e sembra nero come l' inchiostro, veduto per riflessione. Un eccesso del precipitante comunica al liquore un color più carico; un eccesso d' ossisale ferroso, precipita la combinazione sotto forma d' una polvere affatto nera.

Solfocarbonato ferrico. Precipitasi sotto forma d' un precipitato bruno carico, che tosto si agglomera in mucchi. È affatto insolubile nell' acqua, non si altera colla diseccazione e produce una polvere co-

lor di terra d'ombre. Sottoposto alla distillazione, svolge dapprima e finchè la temperatura è moderata, del solfido carbonico; indi, quando il calore diviene più forte, fornisce del solfo con un residuo di solfuro ferroso.

Solfocianidrato ferrico. Precipitasi allorchè si meschia un sal ferrico con un solfocianidrato. Il precipitato è nero, si decompone dopo alcuni istanti e divien bianco a poco a poco: dopo di che non contiene più ferro, mentre trovasi nel liquore un solfocianuro ferroso. Secondo Zeise, la sostanza bianca è composta di carbonio, nitrogeno, solfo ed idrogeno. Precipitasi immediatamente quando si versa un acido nel liquore, prima di aggiungere il sal ferrico, e forma pagliette cristalline che rassomigliano a quelle dell'acido borico. Essa si discioglie nell'alcoole, e la soluzione, che arrossa la carta di tornasole, viene precipitata dall'acqua. La potassa caustica non la discioglie che colla ebollizione, e la decompone; dalla decomposizione risultano del solfocianuro e del solfocianidrato.

Solfarseniato ferroso. Forma un precipitato bruno carico che tosto diviene del tutto nero. Il precipitato disciogliesi in bruno-nerastro in un eccesso del precipitante. Colla diseccazione si decompone ed acquista un colore di ruggine carico. In tal caso una porzione di ferro si ossida, mentre l'altra forma, col solfo e col solfido arsenico, un solfarseniato ferrico. Il precipitato del sale basico comportasi assolutamente come quello del sale neutro.

Solfarseniato ferrico. Viene precipitato dal sale neutro sotto forma d'una massa fioccosa, d' un grigio-lordo, traente al verde. Al primo momento della precipitazione svolgesi un colore bruno-giallastro carico, che proviene dal ridisciorsi del precipitato nel precipitante. Questo colore diviene permanente quando ci si aggiunge un eccesso del precipitante; ma sparisce versandovi un eccesso dell' ossisale ferrico. Il precipitato disciogliesi in parte in un eccesso del precipitante; il liquore quasi si annera e lascia un residuo nero insolubile. Il solfosale basico si precipita più a rilento, ma ha lo stesso colore grigio di

argilla che il sale neutro. Ambedue si diseccano senza alterarsi, e divengono di un grigio-verdastro. Fondonsi facilissimamente, e, ad una temperatura poco elevata, forniscon del solfo, e si trasformano in un solfarsenito pure fusibilissimo.

Solfarsenito ferroso. Forma un precipitato bruno carico, quasi nero, che si discioglie in giallo-bruno in un eccesso del precipitante. Diviene bruno-grigiastro col diseccarsi, e, triturandolo, produce una polvere verdastra carica, ch'è una combinazione del sale seguente coll'ossido ferrico. Distillato, fornisce dell'acido solforoso e del solfuro di arsenico, e lascia il solfuro ferroso scevro d'arsenico.

Solfarsenito ferrico. Forma un precipitato verde-uliva; il liquore è verdastro. Un eccesso del precipitante lo scioglie in nero. Dopo la diseccazione è verde, e fornisce una polvere d'un bel verde-giallastro. Fondesi facilissimamente, e diviene translucido e giallastro; la polvere del sale fuso è giallo-verdastra, all'incirca come prima della fusione. Distillandolo, si decompone al calore rovente, e lascia il solfuro ferroso scevro d'arsenico.

Solfomolibdato ferroso. Si discioglie nell' acqua; la soluzione ha un bel colore vinoso, cui l'azione dell'aria imbrunisce ben tosto e rende quasi nero. Preparando il solfosale potassico con un miscuglio di solfuro molibdico naturale, di solfo e di carbonato potassico, ottiensi, dopo estratta colla liscivazione la maggior parte del sale, una dissoluzione più o meno carica, che alla fine non offre alcuna trasparenza fuorchè alla fiamma d'una candela, e allor sembra d' un bruno-rossastro. Questo proviene da un solfosale di ferro che vi si disciolse. Evaporando tal liquido a un mite calore, in un vase piatto, giunge il punto in cui il sale potassico scaccia il sale di ferro del liquore, che trasformasi allora in una gelatina nera. Una dissoluzione allungatissima del solfosale ferroso si decompone facilissimamente durante l' evaporazione, e depone una polvere giallo-ruggine pallida; il sale gelatinoso convertesi in una simile polvere diseccandosi.

Solfomolibdato ferrico. È un precipitato bruno carico che discio-

gliesi in nero in un eccesso del precipitante; ma in ventiquattr' ore deponesi per la maggior parte questa dissoluzione. Non viene alterato colla diseccazione; allo stato secco è nero, e fornisce una polvere bruna. Stillato, dà molto solfo; e lascia una massa grigia, brillante, che ha l'aspetto del solfuro molibdico grigio.

Ipersolfomolibdato ferroso. Rimane nella soluzione, finchè questa non contiene un eccesso di ossisale ferroso, nel qual caso forma un precipitato rosso. Il *solfosale ferrico*, precipitato immediatamente, è rosso.

Solfotunstato ferroso. Disciogliesi in un giallo carico nell'acqua.

Solfotunstato ferrico. Precipita in fiocchi voluminosi, bruno-carichi, che non tardano ad agglomerarsi in una massa d'un bruno-epatico; questa più non si altera.

Solfotellurato triferroso. È un precipitato nero.

Solfotellurato triferrico. Precipita sotto forma d'una massa fioccosa, bruna carica, che tosto si agglomera in una massa coerente. Dopo la diseccazione, è fusibilissimo; riscaldato al rovente, in un apparato distillatorio, fornisce del solfo, e lascia una massa grigia, dotata di lucentezza metallica.

Iposolfantimonito ferroso. La natura ci offre questo sale allo stato d'una massa cristallina, grigia carica, che i mineralogisti chiamano *berthierite* in onore di Berthier.

XVII. *Sali di cobalto.*

Questi sali distinguonsi pel loro color rosso o bruno-rossastro. Quelli che sono solubili hanno un sapore astringente, poco metallico; i solfoidrati alcalini gli precipitano in nero gli alcali caustici, in azzurro od in verde, il cianuro ferroso-potassico, in verde-grigiastro, ed i carbonati alcalini, in rosso-chiaro. Lo zinco non precipita il cobalto da queste dissoluzioni.

A. *Sali aloidi di cobalto.*

Cloruro cobaltico. Formasi questo sale con isvolgimento di gas idrogeno quando si fa bollire il cobalto coll' acido idroclorico concentrato. Ottiensi pure, sciogliendo l'ossido cobaltico nell'acido idroclorico diluito, o facendo digerire il surossido di cobalto collo stesso acido; nel qual caso si svolge del cloro. La soluzione è rossa; ma quando contiene un grande eccesso di acido, o la si riscalda allo stato di concentrazione, acquista un colore azzurro. Se, in quest'ultimo caso, inverdisce, ciocchè spesso avviene, è mestiero conchiudere ch'essa contiene dell'ossido nichelico o dell'ossido ferrico. Il sale cristallizza in piccioli cristalli d'un rosso-granato, che non si alterano all' aria. Essi fondonsi nella loro acqua di cristallizzazione, e sciolgonsi nell' alcoole. Evaporando la dissoluzione finchè divenga azzurra, si ottengono, secondo Proust, de' cristalli azzurri, anidri. Esponendo il sale rosso ad un' alta temperatura, svolgesi, oltre l'acqua, una porzione d'acido idroclorico, e rimane un sal basico che si decompone, ad una temperatura più elevata, in cloruro cobaltico anidro, che si sublima, ed in ossido cobaltico che rimane al fondo. Il sale sublimato è azzurrastro finchè è caldo, e, raffreddandosi, acquista un lieve color rosso. È untuoso al tatto, voluminosissimo, e sciogliesi dapprima lentissimamente nell' acqua; ma, esposto all'aria, ripiglia a poco a poco la sua acqua di cristallizzazione, diviene d'un rosso-chiaro e disciogliesi allora facilmente. Somiglia sotto questo rispetto all'allume anidro, al solfato ferroso anidro ed a varii altri sali privati della lor acqua di cristallizzazione. La proprietà che possede il cloruro cobaltico contenente ossido nichelico o ferrico di divenir verde quando riscaldasi, venne usata a preparare un *inchiostro simpatico*, inventato nel 1700 da Waitz e posteriormente descritto da Hellot. Si discioglie una parte di cobalto grigio in 3 parti d'acqua-forte, si allunga la soluzione con 24 parti di acqua, e la si mesce con una parte di sale ammoniaco o di sale marino. Allorchè si

scrive con questa dissoluzione di cobalto, le lettere secche non sono visibili, poichè il color rosso del sale è leggerissimo; ma, riscaldando al fuoco la carta, la scrittura diviene visibile, e appare d'un bellissimo verde. Raffreddandosi, il sale attrae l'umidità atmosferica e le lettere dispaiono. Se la carta si espone ad un calor troppo forte, la scrittura annera e più non isparisce. Tutte le volte che si riscalda questa scrittura, svolgesi un po' d'acido idroclorico, e formasi un sale basico, il cui colore è più carico: di guisa che, l' esperimento ripetuto varie volte, la scrittura comparisce anche a freddo: essa è allora d'un rosso-brunastro, e diviene d'un verde men bello di prima quando riscaldasi. Si può dipingere un paesetto che rappresenti l'inverno, disegnando le foglie degli alberi e l'erba con questo inchiostro, le bacche rosse ed i fiori con una dissoluzione allungata di nitrato cobaltico, i fiori gialli e le frutta col cloruro rameico, ed i fiori azzurri con una dissoluzione d'acetato cobaltico priva di ferro e di nichelio. Riscaldando con precauzione questo disegno, la vegetazione si svolge a poco a poco, ed il paesetto rappresenta la state.

Ioduro cobaltico. Disciogliesi in rosso nell' acqua: tutte le altre sue proprietà sono ignote.

Fluoruro cobaltico. Lo si ottiene sciogliendo l' ossido cobaltico nell'acido idrofluorico, finchè questo rimanga quasi saturato, ed evaporando la soluzione: il sale si depone allora in piccoli cristalli rosei ed irregolari. È pochissimo solubile nell' acqua, e vi si discioglie meglio quando questa contiene dell'acido libero; ma i cristalli che ottengonsi evaporando la soluzione acida, non sono nè più grandi nè più regolari. Questo sale contiene una quantità d' acqua di cristallizzazione doppia di quella che saria necessaria a convertire il metallo in ossido cobaltico ed il fluoro in acido idrofluorico. Disciogliesi senza decomporsi in una picciola quantità d' acqua; ma, mescendolo con molta acqua, o facendolo bollire, formasi un sale basico insolubile, e la dissoluzione diviene acida. Il *fluoruro basico* presentasi sotto forma di una polvere rosso-pallida; il cobalto vi si trova scompartito ugualmen-

te fra il fluoro e l'ossigeno, e l'ossigeno dell'acqua di cristallizzazione è la metà di quello dell'ossido cobaltico.

Il *fluoruro cobaltico-potassico* e il *fluoruro cobaltico-ammonico* formano cristalli granellosi d'un rosso-pallido.

Fluoruro silicico-cobaltico. Lo si ottiene sciogliendo il carbonato nell'acido idrofluosilicico, ed evaporando il liquore, che fornisce cristalli d'un rosso-chiaro, i quali affettano la forma di romboedri o quella di prismi a sei piani. Contengono una quantità d'acqua di cristallizzazione il cui ossigeno è settuplo di quello che occorrerebbe ad ossidare il cobalto.

Cianuro cobaltico. Forma un precipitato bruno-cannella, insolubile nell'acqua. L'acido idrocianico, versato in una dissoluzione d'acetato cobaltico, ne precipita tutto il cobalto allo stato di cianuro.

Cianuro doppio sottocobaltico e potassico Secondo L. Gmelin, ottiensi sciogliendo il cianuro od il carbonato cobaltico nell'idrato potassico, e neutralizzando la dissoluzione coll'acido idrocianico, avvertendo rimescerla senza posa; quando il liquore non è più alcalino, senza peraltro che spanda un odore di acido idrocianico, lo si evapora fino al punto di cristallizzazione. Il sale cristallizza in prismi tetraedri, trasparenti, brillanti, d'un giallo-pallido, della stessa forma che ha il cianuro ferrico-potassico, e, secondo L. Gmelin, di una composizione analoga a quella di questo sale; in fatto, il cobalto e il potassio vi son combinati colla stessa quantità di cianogeno, ed il cobalto vi è unito a una volta e mezzo altrettanto cianogeno che nel cianuro cobaltico semplice. Riscaldato, il cianuro doppio crepita; non sembra contenere acqua combinata; e allorchè si riscalda di più, fondesi in un liquido verde-uliva carico. L'esistenza di questo sale dimostra che il cobalto possede una classe di sali doppi analoghi a quelli che forma il cianuro ferrico con altri metalli; però questi sali non vennero ancora studiati.

Solfocianuro cobaltico. Lo si ottiene, secondo Grotthuss, mescendo una dissoluzione alcoolica di solfocianuro potassico col solfato cobaltico solido; l'acido solforico di questo si unisce alla potassa e ri-

mane indisciolto, mentre l'ossido cobaltico combinasi coll'acido idrosolfocianico, e forma così una dissoluzione d'un bello azzurro-zaffiro. Evaporandolo lentamente, il sale cristallizza in prismi azzurri, che si risolvono, all'aria umida, in un liquido violetto, che da ultimo diviene rosso. La soluzione acquosa di questo sale ha un color roseo; allungandola con acqua, perde questo colore, e soltanto conserva una lieve tinta rossastra. Puossi adoprarlo come inchiostro azzurro simpatico, il cui colore diviene visibile per l'azione del calore. L'ammoniaca lo scioglie, ed evaporando la soluzione, formasi un sedimento azzurro, che si ridiscioglie prolungando l'evaporazione, mentre l'ammoniaca viene scacciata.

B. *Ossisali di cobalto.*

Solfato cobaltico. Lo si ottiene sì disciogliendo il cobalto in polvere nell'acido solforico concentrato e bollente, e sì facendo digerire l'ossido cobaltico coll'acido solforico diluito. La soluzione del sale è rossa, e fornisce, coll'evaporazione, cristalli dello stesso colore. Disciogliesi in 24 parti d'acqua fredda, ed è insolubile nell'alcoole; fiorisce all'aria, e, riscaldandolo, perde la sua acqua di cristallizzazione e divien roseo. Sottomesso ad una calcinazione forte e prolungata, si decompone e fornisce un ossido azzurro-nerastro. Secondo Mitscherlich, contiene 43,92 per 100 di acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è sestuplo di quello della base.

Sottosolfato cobaltico. Si ottiene mescendo il sale neutro con una quantità d'alcali caustico, insufficiente a precipitare tutto il cobalto. È insolubile nell'acqua e d'un color rosso di carne. Pretendesi averlo trovato allo stato cristallizzato nel regno minerale.

Solfato cobaltico-potassico e *Solfato cobaltico-ammonico.* Questi due sali doppi sono rossi; la loro forma cristallina, la loro composizione e la quantità d'acqua ch'essi contengono, danno luogo ad una

perfetta analogia fra essi ed i sali corrispondenti di magnesia, e degli ossidi manganoso e ferroso co' quali sono isomorfi.

Iposolfato cobaltico. Forma, secondo Heeren, una massa salina rosea, che contiene acqua di cristallizzazione, non si altera all' aria, e sciogliesi facilmente nell'acqua.

Nitrato cobaltico. Fornisce una dissoluzione rosea, e lentamente cristallizza in piccolissimi prismi rossi, che attraggono l'umidore dell'aria, provano la fusione acquea quando riscaldansi, e si decompongono con una evaporazione prolungata, formando un sedimento di surossido di cobalto.

Fosfato cobaltico. È insolubile e si precipita in fiocchi d' un violetto carico. L'acido fosforico lo scioglie acquistando un colore vinoso carico. Mescendo accuratamente una parte di fosfato cobaltico puro con $1\frac{1}{2}$, 2 o 3 parti di allumina pura, e riscaldando il miscuglio in un crogiuolo coperto fino al rovente bianco, si ottiene un colore azzurro che rassomiglia a quello prodotto dall'ossido cobaltico, ed ha, veduto alla luce del giorno, tutte le qualità dell'oltramare. L' intensità di questo colore dipende dalla proporzione d'allumina aggiunta al miscuglio, che lo diluisce. Per avere una tinta perfettamente bella, è mestieri scaldare fortemente il miscuglio, ed usare allumina scevra di ferro, nonchè un sale cobaltico scevro da ogni mischianza di nichelio. Questo colore venne scoperto da Thenard.

Fosfito cobaltico. È un sale poco solubile, d'un color rosso-pallidissimo; precipitasi allorchè lo si prepara per doppia decomposizione, meno una piccola parte, che ne rimane disciolta. Stillato, si decompone, svolge della luce e trasformasi in fosfato.

Ipofosfito cobaltico. Il miglior metodo di ottenerlo è disciorre l' idrato cobaltico nell'acido ipofosforoso. È solubilissimo e cristallizza in grossi ottaedri regolari, di color rosso, che all' aria vanno in efflorescenza, e contengono 49,35 per 100 d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della base come 8 : 1.

Facendo bollire l'ipofosfito calcico coll' ossalato cobaltico, la de-

composizione non è mai completa, ed ottiensi un miscuglio di due sali isomorfi, che cristallizza pure in ottaedri, ma ch' è più efflorescente del sale precedente, sebben contenga meno acqua; l'ossigeno di questa sta a quello delle basi riunite come 3 : 1.

Carbonato cobaltico. È una polvere rosea che si discioglie in un grande eccesso di bicarbonato alcalino, e si precipita da questa dissoluzione, sì quando fassi bollire, che quando si diluisce con acqua.

Carbonato cobaltico-ammonico. Questo sale doppio è solubile nell'acqua; il carbonato ammonico discioglie il carbonato cobaltico in quantità considerevole, e forma con esso una dissoluzione d' un rosso carico. L'ammoniaca caustica discioglie pure il carbonato cobaltico, producendo la stessa combinazione; ma, in questo caso, una parte del sale cobaltico è decomposta, e cede il suo acido carbonico all'ammoniaca, mentre l'ossido passa allo stato d' idrato, ed il sale non decomposto viene disciolto dal carbonato ammonico che si è formato. Coll' evaporamento questo sale doppio si decompone, l'ossido cobaltico passa ad un più alto grado di ossidazione, e si precipita sì in nero, che in verde. Si profittò della solubilità del carbonato cobaltico nel carbonato ammonico, per separare il primo dagli ossidi metallici che non vengono sciolti dal carbonato ammonico, come l' ossido ferrico; ma questo sempre ritiene una piccola porzione d'ossido cobaltico.

Ossalato cobaltico. È una polvere rosea, insolubile, che non si discioglie in un eccesso d'acido ossalico; questo precipita pure l' ossido cobaltico dalle sue soluzioni neutre. Distillandolo, si decompone, fornisce dell'acido carbonico e dell'acqua, e lascia del cobalto metallico. Contiene 19 $\frac{2}{3}$ per 100 di acqua, il cui ossigeno è doppio di quello della base. E' poco solubile nell'ammoniaca caustica, e discioglíesi meglio nel carbonato ammonico. La soluzione diseccasi in una massa salina, bruna carica, che si ridiscioglie nell' acqua, e sembra contenere acido cobaltico.

Borato cobaltico. È una polvere rosso-pallida, che fondesi per l'azione del fuoco in un vetro azzurro.

Silicato cobaltico. E' un prodotto chimico conosciuto sotto il nome di *zaffera.* Se venne preparato, ad una temperatura bastantemente elevata, coll'ossido cobaltico puro e colla silice, ridotta colla levigazione in fina polvere, è d'un grigio carico, traente al violetto, e si decompone quando si tratta coll'acido idroclorico, lasciando dell' acido silicico gelatinoso. La zaffera venale è un semplice miscuglio di miniera di cobalto arrostita e di quarzo in polvere fina.

Acetato cobaltico. Forma una dissoluzione rossa, che si cristallizza coll'evaporamento in una massa salina, violetta, deliquescente. Secondo Ilsemann, si ottiene un inchiostro simpatico azzurro, sciogliendo una parte d'ossido cobaltico puro in 16 di aceto stillato, riducendo la soluzione fino ai $\frac{1}{4}$ del suo volume, feltrando, evaporando fino a metà, ed aggiungendo al liquore $\frac{1}{4}$ di sale marino. Le lettere scritte con questo inchiostro sono senza colore a freddo, e divengono azzurre per l'azione del calore.

Tartrato cobaltico. Forma un sale rosso che cristallizza.

Tartrato cobaltico-potassico. Produce grossi cristalli romboedrici.

Benzoato cobaltico. E' insolubile nell'acqua.

Succinato cobaltico. E' poco solubile e si precipita da una dissoluzione concentratissima.

Formiato cobaltico. È poco solubile, deponesi in cristalli rossi, e diviene più solubile per un eccesso di acido.

Selenito cobaltico. È una polvere insolubile, rosso-pallida.

Biselenito cobaltico. È solubile, e si disecca in una vernice brillante, rosso-porpora e limpida.

Arseniato cobaltico. Ottenuto per precipitazione, contiene un eccesso di base e forma una polvere rosea, insolubile nell'acqua, ma solubile in un eccesso di acido. Riscaldato al rovente, diviene bruno senza decomporsi. Disciogliesi in rosso-azzurrastro nell'ammoniaca, ed in rosso nell'acido idroclorico. Il gas solfido idrico decompone difficilmente quest'ultima dissoluzione, e ne separa, dopo qualche tempo,

una porzione di solfido arsenico. La potassa caustica decompone l'arseniato cobaltico, e ne separa dell'ossido cobaltico azzurro. Del pari che il fosfato, fornisce un bel colore azzurro se si calcina con una o due parti di allumina pura.

Arseniato sesquicobaltico. Trovasi allo stato cristallizzato nel regno minerale; contiene, secondo Buchholz, 23 per cento d'acqua, il cui ossigeno è sestuplo di quel della base. Nelle miniere di cobalto si prepara l'arseniato cobaltico in grande, e lo si mette in commercio sotto il nome di *calce metallica*. Per ottenerlo disciogliesi il cobalto grigio nell'acido nitrico, si versa nella dissoluzione una dissoluzione di potassa, finchè questa ne precipiti un arseniato ferrico bianco; quando il precipitato comincia a divenir rosso, si cessa d'aggiunger lisciva al liquore: si lascia riposar questo perchè si schiarisca; decantasi la parte limpida, precipitasi colla lisciva di potassa, si lava e diseccasi il precipitato: in tale stato si vende. Quando la miniera di cobalto è poco ricca, l'estrazione del cobalto per via umida non franca nè meno le spese; ma, secondo Eggertz, si può concentrare questo cobalto arrostendolo e fondendolo, come si usa per la miniera di rame; la maggior parte del ferro entra col fondente nelle scorie, e la massa fusa è allora tanto ricca da potersi lavorare vantaggiosamente: onde risparmiare una certa quantità d'acido nitrico, si può disciorre la massa in un miscuglio di acido solforico e di acido nitrico. L'acido arsenico non contribuisce per nulla al colore della calce metallica; ma il fabbricatore procura di mantenerlo nella sua combinazione coll'ossido cobaltico, poichè il peso di questo n'è così aumentato. Ecco il metodo che usasi in grande onde ottener questo sale abbastanza puro per via secca. Si polverizza la miniera di cobalto, la si mesce con due volte il suo peso di potassa ed un poco di sabbia silicica: si fa fondere il tutto. Il solfo della miniera combinasi allora col potassio, e così si separa del ferro, del rame e dell'arsenico; trovasi, sotto le scorie di color verde carico o nero che si rigettano, un regolo bianco d'arseniuro di cobalto. Lo si polverizza e si rifonde colla potassa; ottengonsi così del-

le scorie d'un azzurro-chiaro che adoperansi a preparare lo smalto, e ricuoprono un bottone di arseniuro di cobalto scevro d'ogni miscuglio di ferro. Arrostendo questo diligentemente ad un calore dapprima mite, poi moltissimo forte e all' aria aperta, convertesi in una massa di un colore rossastro carico, e lo si mette in commercio.

In Inghilterra questo metodo è usitatissimo.

Arsenito cobaltico. Rassomiglia al precedente nel colore e nell'aspetto. Riscaldato al rovente, si decompone, ed una parte dell' acido arsenioso si volatilizza. Disciogliesi nell'acido nitrico, svolgendo del gas ossido nitrico, e trasformandosi in arseniato. Quando si tratta col gas solfido idrico, dopo averlo disciolto nell'acido idroclorico, l' acido arsenioso tosto si decompone, e poscia si precipita allo stato di solfido arsenioso: per guisa che non rimane nel liquore più arsenico. La potassa lo decompone, e l'ammoniaca lo scioglie, colorandosi in rosso carico. Trovasi nel regno minerale.

Cromato cobaltico. E' una polvere grigia, insolubile.

Molibdato cobaltico. Forma un precipitato giallo-lordo, che diviene rosso diseccandosi. Questo sale è decomposto dagli alcali e dagli acidi forti.

Antimoniato cobaltico. Lo si ottiene precipitando una dissoluzione bollente d'antimoniato potassico con un sale cobaltico. Il precipitato si ridiscioglie dapprima, e da ultimo si depone sotto forma di una polvere cristallina, rosso-pallida. Ad una temperatura elevata, perde la sua acqua di cristallizzazione, e diviene d'un violetto carico quasi nero. Riscaldato al rovente, entra in ignizione, e diviene d'un bianco leggermente rossastro.

Antimonito cobaltico. E' una polvere voluminosa, non cristallina, d'un colore violetto-pallido. Si discioglie in piccola quantità nell' acqua. Perdendo la sua acqua di cristallizzazione, diviene nero; entra in ignizione, come il precedente, e diviene bianco.

C. *Solfosali di cobalto.*

I sali di solfuro cobaltico sono neri, o d'un bruno carico; sono per la più parte insolubili nell'acqua, ma si disciolgono in un eccesso del solfosale alcalino, dal quale vennero precipitati. La dissoluzione è bruna o nera, ed affatto opaca; quando è esposta all'aria, il solfosale cobaltico si precipita a misura che il solfosale alcalino si strugge.

Solfocarbonato cobaltico. Fornisce una dissoluzione verde-uliva carica, e nera veduta per riflessione. Dopo ventiquattr'ore questa soluzione depone una materia nera fioccosa; allora il liquore è trasparente e d'un bruno carico.

Solfarseniato cobaltico. Lo si ottiene sotto forma d'un precipitato bruno carico, ch'è nero dopo essere stato raccolto, e conservasi tale durante la diseccazione. E' solubile in bruno intensissimo in un eccesso del precipitante.

Solfarsenito cobaltico. Fornisce un precipitato bruno carico. Il liquore soprannotante ha lo stesso colore, ma da ultimo si rischiara. Questo sale disciogliesi in un eccesso del precipitante; diviene nero, diseccandosi. Stillato, fornisce del solfido arsenioso, e lascia una massa metallica grigia, che non provò la fusione: questa massa contiene del solfo e dell'arsenico, e potrebbe avere la composizione medesima del cobalto grigio.

Solfomolibdato cobaltico. E' un precipitato bruno carico, quasi nero, che si discioglie in nero in un eccesso del precipitante.

Ipersolfomolibdato cobaltico. E' un precipitato bruno-rossastro carico.

Solfotunstato cobaltico. Ottenuto per doppia decomposizione, forma un liquido bruno carico, che solo è trasparente sugli orli, e depone, nello spazio di ventiquattr'ore, un precipitato nero.

Solfotellurato tricobaltico. Si precipita in nero.

XVIII. *Sali di nichelio.*

Le proprietà caratteristiche di questi sali sono le seguenti. Il loro colore è verde, o verde-giallastro; il sapore dolciastro, con un lontano gusto metallico; vengono precipitati in giallo-chiaro-verdastro dal cianuro ferroso-potassico, ed in nero dai solfoidrati; il solfido idrico non precipita i sali formati dagli acidi forti. Secondo Tupputi, nessun altro metallo precipita il nichelio allo stato metallico dalla sua dissoluzione; ma lo zinco ne precipita una parte allo stato d'idrato nichelico verde, quando si opera al contatto dell'aria. L'ossido nichelico forma de' sali doppi con tutti i sali ammonici, e tutti i sali nichelici insolubili nell'acqua disciolgonsi nell'ammoniaca e nel carbonato ammonico.

A. *Sali aloidi di nichelio.*

Cloruro nichelico. Lo si ottiene, sì trattando il metallo coll'acido idroclorico bollente, che sciogliendo l'ossido nichelico nell'acido stesso. Il sale forma de'cristalli d'un verde-smeraldo, che cadono in efflorescenza o in deliquescenza, secondo che l'aria è secca od umida. E' poco solubile nell'alcoole. Ad una temperatura elevata, perde la sua acqua di cristallizzazione e divien giallo. E' facile riconoscere la esistenza del cobalto in questo sale; per ciò basta scrivere colla dissoluzione sopra un foglio di carta, e riscaldar leggermente la scrittura dopo averla lasciata seccare; allora le lettere ingialliscono, se il sale è puro: mentre la più piccola quantità di cobalto le fa volgere al verde. Al rosso nascente, il cloruro nichelico sublimasi in un sale giallo d'oro, brillante, composto di pagliette. Buchholz aveva pensato che questo sublimato potesse essere un cloruro di nichelio corrispondente ad un grado inferiore di ossidazione; e lo svolgimento di cloro che avviene mentre si scalda la massa, favorisce codesta ipotesi. Ma la pro-

prietà che possede il sale sublimato di rifondersi in un liquido verde e trasparente, quando rimane esposto all'aria per qualche giorno, sembra indicare l'opposito. Il cloruro nichelico forma coll'ossido nichelico un *sale basico* poco solubile, che riconduce all' azzurro il colore della carta di tornasole arrossata. Humphry Davy ha osservato che il nichelio, fortemente riscaldato nel gas cloro, spande de'vapori, e produce una sostanza olivastra. Ignorasi se questa sia una combinazione contenente una maggior proporzione di nichelio.

Cloruro nichelico-ammonico. Forma un sale doppio, verde, che cristallizza.

Ioduro nichelico. Non è conosciuto.

Fluoruro nichelico. Tranne il colore, somiglia al sale cobaltico corrispondente, disciogliesi mediante un eccesso di acido, e forma dei cristalli verdi irregolari; del resto, si può riferire a questo sale ed al sale basico quanto già dissi all'articolo del fluoruro cobaltico.

Il *fluoruro nichelico-potassico* e il *fluoruro nichelico-ammonico* sono sali doppii solubilissimi, che si depongono colla evaporazione in cristalli granellosi.

Fluoruro nichelico-alluminico. Lo si ottiene evaporando la dissoluzione mista de'due sali. Il sale doppio cristallizza in lunghi aghetti verdi, che si disciolgono completamente nell'acqua, ma con lentezza.

Fluoruro silicico-nichelico. Cristallizza in prismi verdi esaedri. Del resto, possede le stesse proprietà che i sali analoghi di ferro e di cobalto.

Cianuro nichelico. Lo si ottiene precipitando un sale nichelico con un cianuro solubile, o, secondo Wöhler, mescendo l'acetato nichelico coll'acido idrocianico, che precipita tutto il nichelio. L' acido idrocianico non precipita il nichelio che in parte dalle sue dissoluzioni negli acidi solforico e nitrico. Il cianuro nichelico forma un precipitato verde-pomo pallido, e dopo la diseccazione una massa d'un verde-giallastro, frangibile, durissima, a spezzatura brillante e concoide, ch'è un cianuro nichelico contenente dell'acqua combinata. Per l'azione del

calore quest'acqua sfugge, e rimane del cianuro nichelico bruno-chiaro, che produce un fenomeno di luce vivissima quando riscaldasi in vase chiuso, e svolge nel tempo stesso un miscuglio di gas nitrogeno e cianogeno, lasciando un miscuglio di nichelio e di carburo di nichelio.

Cianuro nichelico-potassico. Lo si prepara disciogliendo l' idrato di cianuro nichelico nel cianuro-potassico, ed evaporando il liquore fino al punto di cristallizzazione. Il sale doppio cristallizza in colonne romboidali, trasparenti, d'un giallo di mele, che perdono alla temperatura di 100° l'acqua di cristallizzazione ch'essi contengono, e diventano d'un giallo-pallido e opachi. Il sale anidro entra in fusione al di sotto del calore rovente, e si decompone poscia a rilento.

Cianuro nichelico-sodico. Lo si ottiene come il sale precedente: forma prismi esagoni, stretti, trasparenti e gialli. A 100°, perde la sua acqua di cristallizzazione, diviene d'un bianco-giallastro ed opaco; se aumentasi il calore, si decompone più facilmente che il sale potassico.

Cianuro nichelico-ammonico. Cristallizza in aghetti dilicati, e si decompone, ad un dolce calore, in cianuro ammonico che si volatilizza, ed in cianuro nichelico che rimane.

Cianuro nichelico-baritico. Forma grandi cristalli trasparenti di un giallo di mele.

Cianuro nichelico-calcico. Forma cristalli d'un giallo carico, che perdono la loro acqua di cristallizzazione quando riscaldansi, e si decompongono ad un più forte calore senza entrare in fusione.

Questi cianuri doppii vennero scoperti da Wöhler. Trattati con un acido forte, svolgono dell'acido idrocianico, e forniscono un precipitato di cianuro nichelico. Mescendo le loro soluzioni con altre soluzioni metalliche, ottengonsi precipitati che sono de'cianuri doppii di nichelio e d'altri metalli; così essi precipitano il cloruro ferroso in bianco, il cloruro ferrico in giallo-rossastro, il nitrato mercurioso in giallo; quest'ultimo precipitato si decompone ed annera subitamente, producendo del mercurio metallico che rimane, e del cianuro mercurico

che si discioglie; coll'acetato piombico ottengonsi, dopo qualche tempo, piccoli cristalli gialli.

Solfocianuro nichelico. Si sa ch' è solubile nell'acqua; del resto, non venne esaminato.

Ossisali di nichelio.

Solfato nichelico. Lo si ottiene facendo bollire il metallo coll' acido solforico diluito, oppure sciogliendo l' ossido nichelico in questo acido. L'acido solforico concentrato, nemmeno bollente, non discioglie questo metallo, o ne discioglie piccolissima quantità. La dissoluzione fornisce dopo l'evaporamento alcuni cristalli d'un verde-smeraldo, che affettan la forma di prismi quando la cristallizzazione avvenne sotto i 15°. Esponendo questi cristalli alcun tempo ad un dolce calore, per esempio, alla luce del sole, avviene nel loro interno, secondo Mitscherlich, un mutamento notabile, senza che la loro superficie perda lucentezza. Le particelle cristalline prendono altre posizioni, e tuttavia il sale non diviene liquido, e nulla perde della sua acqua di cristallizzazione. Occorrono alcuni giorni perchè il mutamento sia completo; i cristalli perdono la lor trasparenza, e, spezzandoli, si ritrova il loro interno composto di un ammasso di cristalli ottaedri, a base quadrata, spesso voluminosissimi, per esempio, di più linee di diametro. Facendo cristallizzare la soluzione di questo sale ad una temperatura di 15° a 20°, i cristalli affettano immediatamente la forma di ottaedri a base quadrata. Il solfato nichelico si discioglie in 3 parti d'acqua a 10°. All'aria secca fiorisce, e convertesi in una polvere bianca. L' alcoole e l'etere non lo disciolgono. Contiene, secondo Mitscherlich, 44,78 per cento d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è sestuplo di quello dell'ossido nichelico. Esposto ad un dolce calore, questo sale abbandona una parte della sua acqua di cristallizzazione e diviene bianco, indi giallo, perdendo tutta quest'acqua. Ottiensi un *sottosolfato nichelico*, precipitando il sale neutro colla potassa, avvertendo di non usar-

la peraltro in eccesso. Forma una polvere verde insolubile. Secondo Tupputi, il medesimo sottosale ha origine quando calcinasi lentamente il sale neutro. In tal caso è leggermente solubile nell'acqua, e produce una soluzione, la quale reagisce alla guisa degli alcali, come i sottosali piombici.

Solfato nichelico-potassico. Solfato nichelico-ammonico. Si ottengono meschiando i sali semplici, e facendo evaporare le soluzioni miste. Il sale potassico sciogliesi in 9 parti di acqua fredda; il sale ammonico non esige che 1 $\frac{1}{2}$ parte di acqua per disciorsi. Quanto alla forma cristallina ed alla composizione, essi hanno un'analogia perfetta co' sali manganosi e ferrosi corrispondenti, che sono isomorfi ad essi. Proust, il quale scoperse il sal doppio potassico, cercò purificarlo con reiterate cristallizzazioni, onde ottenere del nichelio puro da ogni miscuglio di altre sostanze. Indi Thomson tentò ottenere la stessa cosa; ma è evidente che questo sale non può sceverarsi, colla cristallizzazione, da' metalli che formano sali doppii, isomorfi ai sali di esso.

Nitrato nichelico. Fornisce de' cristalli d'un verde-azzurrastro, disciogliesi in 2 parti di acqua fredda ed anche nell' alcoole, fiorisce all'aria secca, e cade in deliquescenza all' aria umida. Ad una temperatura elevata si decompone, produce dapprima un sottosale verde-giallastro; poi, riscaldato maggiormente in vasi aperti, produce un surossido di nichelio, che si decompone ad un calor rovente più intenso, e lascia una quantità d' ossido nichelico quasi uguale in peso al quarto del sale cristallizzato.

Nitrato nichelico-ammonico. Cristallizza in prismi verdi e disciogliesi in 3 parti di acqua.

Fosfato nichelico. Il miglior mezzo di preparar questo sale è ricorrere alla doppia decomposizione; ma si può anche ottenerlo trattando il nichelio coll'acido fosforico diluito, che lo discioglie mediante l'ebollizione. Questo sale è d'un verde-chiaro e si precipita sotto forma d'una polvere solubile in un eccesso di acido fosforico.

Fosfato nichelico-ammonico. Lo si ottiene facendo digerire col fosfato ammonico il fosfato nichelico di fresco precipitato. È insolubile nell'acqua.

Fosfito nichelico. E' un sale lievemente solubile, che, preparato per doppia decomposizione, precipita sotto forma di pagliette cristalline, verdastre, massime quando si fa bollire il liquore, mentre si opera la precipitazione.

Ipofosfito nichelico. E' verde, solubilissimo nell'acqua, cristallizza in cubi o in ottaedri, e ingialla cadendo in efflorescenza.

Carbonato nichelico. E' una polvere d'un verde-pomo, che si discioglie in un eccesso del precipitante. Riscaldandolo fino al rovente in vasi chiusi, fornisce dell'ossido nichelico: al contrario, se lo si calcina al contatto dell'aria ad un calor moderato, lascia un surossido di nichelio. Secondo Proust, l'ossido nichelico calcinato assorbe a poco a poco l'acido carbonico e l'umidore dell'aria, passando dal verde al grigio. Secondo le sperienze di Berthier, esistono due combinazioni di ossido nichelico e d'acido carbonico. L'una producesi precipitando una soluzione di nichelio con un bicarbonato alcalino; offresi sotto forma d'un precipitato verde-chiaro, che si riduce al sole in una polvere leggera. Ottiensi l'altra combinazione mediante il carbonato alcalino ordinario; essa è verde-pomo, e non si altera al sole. Risulta dalle analisi di Berthier che questi due sali contengono dell'acqua, e probabilmente consistono in combinazioni di carbonato ed idrato nichelici, simili a quelle prodotte dagli ossidi rameico e zinchico.

Carbonato nichelico-ammonico. Forma un sale solubile nell'acqua, che si depone durante l'evaporazione spontanea sulle pareti del vase sotto forma d'una crosta cristallina. Se evaporasi col mezzo del calore, non produce che un idrato nichelico.

Ossalato nichelico. E' una polvere insolubile, d'un verde-chiaro, che non si discioglie in un eccesso di acido ossalico. L'acido ossalico precipita questo sale da tutte le dissoluzioni neutre del nichelio. Contiene 13, 4 per 100 di acqua, il cui ossigeno sta a quello

dell' ossido nichelico come 2 : 1. Riscaldato in un apparato distillatorio, fornisce del nichelio metallico e del gas acido carbonico.

Ossalato nichelico-potassico. Produce un sale solubile, che cristallizza in prismi verdi. Si può prepararlo, disciogliendo l' ossalato nichelico nell' ossalato potassico, oppure neutralizzando il biossalato potassico coll' ossido nichelico.

Ossalati nichelico-sodico e *nichelico-ammonico.* Formano dei sali doppi solubili. L' ossalato nichelico, disciolto nell' ammoniaca caustica, precipitasi, mentre si evapora l' alcali.

Borato nichelico. E' una polvere di colore verde-pallido, insolubile nell' acqua; si discioglie negli acidi, e fondesi al fuoco in un vetro di colore giacinto.

Silicato nichelico. Secondo Klaproth, formerebbe un minerale verde, avente l' aspetto di talco, cui i mineralogisti chiamano *pimelite,* e che si trova a Kosemutz in Silesia ; ma tutt' i saggiuoli di questo minerale da me analizzati altro non eran che talco o un silicato magnesico colorito da un silicato nichelico.

Acetato nichelico. Forma de' cristalli verdi, d' un sapore dolciastro, e disciogliesi in 6 parti di acqua fredda. È insolubile nell' alcoole e poco efflorescente.

Tartrato nichelico. Pel suo aspetto somiglia al precedente e disciogliesi in un eccesso di acido tartrico.

Tartrato nichelico-potassico. Facendo bollire il carbonato nichelico coll' acqua e col tartaro, si ottiene un sale verde solubilissimo, incristallizzabile e dotato d' un sapore zuccherino.

Citrato nichelico. Rassomiglia al tartrato pel suo aspetto e per la sua maniera di agire.

Benzoato nichelico. E' solubile, e fornisce de' cristalli lamellosi, d' un verde-pallido, che sono efflorescenti, e disciolgonsi facilmente nell' acqua e nell' alcoole.

Succinato nichelico. Forma piccoli cristalli trasparenti, di color verde-pomo, poco solubili nell' acqua.

Formiato nichelico. Deponesi in lunghi cristalli sottili e verdi, poco solubili.

Gallato nichelico. L'infusione di noce di galla produce nelle dissoluzioni de' sali nichelici puri un precipitato bianco, che si ridiscioglie tosto, e precipitasi in un giallo carico, quando si versa dell'ammoniaca nel liquore.

Seleniato nichelico. Secondo Mitscherlich, ha molta analogia col solfato, ma non sembra suscettivo di cristallizzare altramente che in ottaedri a base quadrata, poichè affetta cotesta forma anche a freddo. Contiene 58, 73 per 100 di acqua, il cui ossigeno sta a quello della base come 7 : 1, del pari che nel solfato.

Selenito nichelico. E' un precipitato d' un verde-pomo pallido, che non si discioglie nell' acqua. Il sale acido è solubile, e si disecca in una massa trasparente e gommosa.

Arseniato nichelico. Forma una polvere verde pallida insolubile nell'acqua, e solubile in un eccesso di acido. Riscaldato fino al rovente, perde la sua acqua di cristallizzazione, acquista per qualche tempo un colore giacinto, e da ultimo diviene giallo chiaro. Secondo Berthier, il sale precipitato per doppia decomposizione è sempre basico, e l'acido n' è saturato da una volta e mezzo altrettanta base che dovrebbe contenere se fosse un sale neutro. Lo si ritrova nel regno minerale sotto forma d' una polvere verdastra-chiara, che contiene una quantità d'acqua, il cui ossigeno è nonuplo di quello dell' ossido nichelico.

Arsenito nichelico. Rassomiglia per l'aspetto al sale precedente; ma, quando calcinasi, diviene dapprima nero, indi fornisce un sublimato di acido arsenioso, e lascia un residuo verde-chiaro di *sottarseniato nichelico.*

Cromato nichelico. Forma un sale rosso, deliquescente, che offre, diseccandosi, qualche indizio di cristallizzazione penniforme. Gli alcali, versati nella soluzione di questo sale, sembrano precipitarne una combinazione basica, giallo-rossastra, insolubile, che ottiensi

pure facendo digerire il sale solubile con un eccesso di carbonato nichelico.

Molibdato nichelico. Polvere d' un verde-chiaro, solubile nell' acqua bollente.

Antimoniato e *tellurato nichelici.* Sono d' un verde-pallido quasi bianco, e non si disciolgon nell' acqua.

C. *Solfosali di nichelio.*

Nella maggior parte de' casi il solfuro nichelico comportasi co' solfidi come il solfuro cobaltico. I solfosali di nichelio sono quasi tutti insolubili, ma si disciolgono in un eccesso di solfosale alcalino fornendo una dissoluzione di color carico.

Solfocarbonato nichelico. Fornisce una soluzione d' un rosso-bruno carico, appena translucida, e nera per riflessione. Nello spazio di ventiquattr' ore questa dissoluzione depone il solfosale sotto forma d' una polvere nera. Dopo di che il liquore soprannuotante diviene trasparente e d' un giallo-bruno.

Solfarseniato nichelico. Deponesi sotto forma d' un precipitato bruno-carico, ch' è nero in massa, e non si altera durante la diseccazione. Se adopransi soluzioni diluite, questo sale non si precipita tosto, e il liquore, ch' è d' un bruno-giallastro, conserva per qualche tempo la sua trasparenza: lo stesso avviene se il solfarseniato, usato ad operare la precipitazione, sia neutro o sesquibasico.

Solfarsenito nichelico. E' un precipitato nero, che conserva questo colore dopo la diseccazione, e fornisce una polvere nera: stillato, facilmente abbandona il suo solfido, e lascia un residuo schiacciato di solfuro nichelico giallo.

Solfomolibdato nichelico. Precipitasi in bruno carico quasi nero, e serba questo colore diseccandosi. Disciogliesi in nero nel solfosale potassico, ma si depone da questa dissoluzione quasi interamente in ventiquattr' ore.

Ipersolfomolibdato nichelico. E' una combinazione d' un rosso carico insolubile.

Solfotunstato nichelico. Ottenuto per doppia decomposizione, fornisce una dissoluzione d' un bruno carico, donde il solfotunstato deponesi dopo ventiquattr'ore sotto forma d' una polvere nera.

Solfotellurato trinichelicò. Forma un precipitato nero, polveroso.

XIX. *Sali di zinco.*

I sali di zinco hanno un sapore metallico disaggradevolissimo e nel tempo stesso astringente. Sono senza colore e disciolgonsi interamente in una quantità bastante d'ammoniaca caustica; i carbonati alcalini gli precipitano con isvolgimento di gas acido carbonico; i solfoidrati con isvolgimento di gas solfido idrico, e in ambidue i casi il precipitato è bianco. La loro dissoluzione non viene intorbidata dalla infusione di noci di galla.

A. *Sali aloidi di zinco.*

Cloruro zinchico. Forma una massa salina, che non si può far cristallizzare. Ad una temperatura elevata fornisce acido idroclorico ed acqua; indi il sale sublimasi in aghetti prismatici, lasciando un piccolo residuo d' ossido zinchico. Il cloruro zinchico è fusibilissimo, e per ciò gli si diede il nome di *burro di zinco.* Si prepara questo sale sciogliendo lo zinco nell' acido idroclorico; ma si può anche ottenerlo stillando un miscuglio di zinco e di cloruro mercurico o di sale marino decrepitato e di solfato zinchico. Il prodotto della distillazione è d'un grigio-biancastro e translucido come la cera; entra in fusione a 100° od un poco sopra, e diviene, raffreddandosi, prima vischioso, poi solido: non si volatilizza che al calore rovente. Mescendo una dissoluzione concentrata di questo sale con una forte

soluzione di colla, si ottiene, secondo Black, un vischio preferibile all' ordinario, poichè mai non si disecca, e facilmente si può togliere coll' acqua.

Ioduro zinchico. Lo si ottiene facendo digerire lo zinco in eccesso coll'iodo e coll' acqua. La soluzione è senza colore, e fornisce una massa salina deliquescente, che si sublima in aghi cristallini brillanti dappoichè l'acqua si è evaporata. Riscaldato in vasi aperti, questo sale fornisce dell' iodo e dell' ossido zinchico. Facendo digerire coll' iodo una dissoluzione concentrata di questo sale, formasi un *biioduro di zinco*, la cui soluzione è d'un bruno carico.

Fluoruro zinchico. Questo sale è pochissimo solubile e disciogliesi un poco meglio quando l' acqua contiene dell' acido idrofluorico. Evaporando la dissoluzione, deponesi in piccoli cristalli trasparenti e bianchi.

Fluoruro zinchico-potassico. E' un sale doppio, che si discioglie nell' acqua; cristallizza in piccoli cristalli granellosi, senza colore.

Fluoruro alluminico-zinchico. Mescendo i due sali semplici e spontaneamente evaporando il liquore, ottiensi questo sale doppio sotto forma di lunghi aghi scoloriti, che completamente si disciolgono nell' acqua, ma con molta lentezza.

Fluoruro borico-zinchico. Per ottenerlo disciogliesi lo zinco nell' acido idrofluoborico, finchè questo metallo produca alla temperatura ordinaria uno svolgimento d'idrogeno: dopo l' evaporazione il sale forma una massa salina deliquescente.

Fluoruro silicico-zinchico. Questo sale è solubilissimo e cristallizza, dopo una forte concentrazione, in prismi di sei facce o talvolta di tre, che sono senza colore e contengono una quantità d' acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello, che sarebbe necessario per ossidare lo zinco, come 7 : 1.

Cianuro zinchico. È bianco ed insolubile; seccato e stillato, fornisce un residuo nero ch' è un carburo di zinco.

Cianuro zinchico-potassico. Lo si ottiene sciogliendo il sal precedente nel cianuro potassico. Dopo l'evaporazione il sale doppio cristallizza in ottaedri regolari, grandi, senza colore e quasi trasparenti, che non contengono acqua combinata. Decrepitano quando riscaldansi. L'esistenza di questo sale, la cui scoperta è dovuta a L. Gmelin, fa presumere che lo zinco possegga una serie di cianuri doppi come il ferro, il nichelio, ec.

B. *Ossisali di zinco.*

Solfato zinchico. Lo s' incontra spesso nell' acqua de' fossi di certe miniere, per esempio a Fahlun, ov' è meschiato co'solfati magnesico, rameico e ferroso. A Gosslar lo si prepara in grande, arrostendo le miniere zinchifere d'argento, e lasciando la massa ancor calda. La dissoluzione evaporata fornisce cristalli che si fan fondere nella lor acqua di cristallizzazione, e si colano in istampi di zucchero in cui il sale si rappiglia. Il sale così preparato si mette in commercio sotto il nome di *vetriolo bianco* o di *vetriolo di zinco*. Si propose purificarlo facendolo bollire collo zinco metallico; questo precipita bensì il rame, ma è senza azione sopra i solfati ferroso e magnesico che costituiscono la principale impurezza del sale. Per avere un solfato zinchico puro, è mestiero disciorre il metallo nell' acido solforico e far cristallizzare il sale. Così si ottengono de' cristalli prismatici, senza colore, trasparenti, simili a quelli del solfato magnesico la cui spezzatura è vetrosa e la superficie fiorisce all' aria secca. La forma de' cristalli varia al pari di quella del solfato magnesico, secondo la temperatura a cui ebbero origine; riscaldando i cristalli depostisi da una fredda dissoluzione, essi provano lo stesso cangiamento che i cristalli del sale magnesico (vedi la pag. 89). Haidinger primo osservò la differenza che esiste nella forma di certi sali secondo la temperatura alla quale cristallizzarono; questa osservazione condusse Mitscherlich ad un esame più esteso di

tale fenomeno, e nelle sue mani divenne una feconda sorgente d' importanti scoperte.

Alla temperatura ordinaria il solfato zinchico esige due volte e mezzo il proprio peso di acqua per disciorsi. Riscaldandolo, fondesi nella propria acqua di cristallizzazione, che a poco a poco si evapora: al calore rovente perde una parte del suo acido, e si può decomporlo del tutto con una calcinazione prolungata. Questo sale contiene 43,92 per cento di acqua, il cui ossigeno è settuplo di quello della base.

Solfato trizinchico. Lo si ottiene mescendo una dissoluzione del sale neutro con una quantità d'alcali caustico insufficiente a precipitare tutto l'ossido zinchico. Forma una polvere bianca, voluminosa, insolubile nell'acqua fredda, e solubile fino ad un certo punto nell' acqua bollente; il sale deponesi da questa dissoluzione sotto forma di piccoli cristalli brillanti, dolci al tatto, che si possono stendere sulla cute come la polvere di magnesia. Per questa proprietà meritano l'attenzione de' medici, che li potrebbono forse ministrare all' esterno. Si ottiene lo stesso sottosale facendo bollire con lo zinco una dissoluzione di solfato neutro; e si precipita assai di sovente quando si lascia freddare una dissoluzione saturata e bollente di vetriolo e di zinco.

Solfati zinchico-potassico e *zinchico-ammonico*. Questi sali doppii sono senza colore, e corrispondono, per la loro forma cristallina, la loro composizione e la quantità della lor acqua di cristallizzazione, ai sali analoghi prodotti dagli ossidi manganoso, ferroso, cobaltico e nichelico.

Solfato zinchico-nichelico. Mettendo a digerire il solfato nichelico collo zinco metallico, precipita dell' ossido nichelico e discioglìesi dello zinco, con isvolgimento di gas idrogeno, finchè il sale doppio siasi formato: dopo di che l'azione dello zinco si arresta. La dissoluzione feltrata ed evaporata fornisce cristalli d' un verde-chiaro, che hanno la stessa forma del solfato nichelico, fioriscono all' aria, e riduconsi in una polvere bianca.

Si era preteso che il solfato zinchico si combinasse ai solfati ma-

gnesico, ferroso, cobaltico e nichelico; ma quelli che si riguardavano come sali doppii non erano che miscugli cristallizzati di sali isomorfi, che si possono del pari produrre con sali che affettano d' ordinario una forma differente. Di questo numero è il miscuglio di solfato zinchico e di solfato ferroso: il primo di questi sali contiene una quantità d'acqua il cui ossigeno è settuplo di quello della base, mentre nel secondo contiene sei volte altrettanto ossigeno; quando cristallizzano insieme, prendendo la forma d'uno de' sali, per esempio, quella del solfato ferroso, l'acqua di cristallizzazione del sale zinchico contiene, come quella del sale ferroso, sei volte altrettanto ossigeno della base. Questi rapporti, scoperti da Mitscherlich, verranno descritti più particolarmente all'articolo della *Cristallografia* di cui egli è autore.

Iposolfato zinchico. Lo si prepara, secondo Heeren, decomponendo l' iposolfato baritico col solfato zinchico. E' tanto solubile nell'acqua, ch' è difficile ottenerlo sotto forma cristallina. Contiene 34,24 per cento d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della base come 6 : 1. Trasformasi in solfato quando si fa bollire la sua dissoluzione.

Solfito zinchico. Per ottener questo sale disciogliesi l' ossido zinchico nell'acido solforoso liquido. E' cristallizzabile, poco solubile nell'acqua, insolubile nell' alcoole: esposto all' aria, trasformasi agevolmente in solfato zinchico.

Iposolfito zinchico. Mettendo lo zinco nell'acido solforoso liquido, il metallo disciogliesi senza svolgimento di gas; si vedono partire dallo zinco alcune strie d'un liquido più pesante, come avviene nella soluzione de' sali. Il liquore si colora dapprima in giallo-brunastro, e scolorisce quand' è saturato. Allorchè la combinazione dello zinco coll' acido si opera vivacemente, il miscuglio riscaldasi, una parte dell' acqua si decompone, e formasi un poco di gas solfido idrico, che precipita una piccola porzione di zinco. Questa dissoluzione, che contiene dell' iposolfito meschiato di solfito zinchico, fornisce, dopo l'evaporazione in una storta, una massa sciloпposa, donde depongonsi aghi cristalli-

ni, solubili nell'acqua e nell'alcoole. All'aria questo sale si decompone a poco a poco e va in polvere. Riscaldato al cannello, si accende e brucia collo stesso splendore dello zinco, e si formano delle escrescenze dendritiche su tutta la superficie della massa. La soluzione, messa a digerire col solfo, fornisce un iposolfito, poichè il solfo converte il solfito in iposolfito.

Nitrato zinchico. Cristallizza da una soluzione concentratissima e scilopposa in prismi appiattiti, quadrilateri, terminati da piramidi; i cristalli sono assai deliquescenti e disciolgonsi nell'alcoole. Il *sottonitrato* è una polvere bianca, insolubile.

Fosfato zinchico. Lo si prepara decomponendo il solfato zinchico con un fosfato alcalino. È bianco, polveroso, insolubile nell'acqua, e solubile in un eccesso di acido fosforico. Questa dissoluzione fornisce coll'evaporazione una massa gommosa, che fondesi al cannello in una perla limpida. Ottiensi lo stesso sursale sciogliendo lo zinco nell'acido fosforico liquido: il gas idrogeno, che svolgesi in questa circostanza, ha un odore particolare che annunzia la esistenza del fosforo. Facendo fondere lo zinco coll' acido fosforico solido, ottiensi un miscuglio di fosfuro di zinco e di fosfato zinchico, ed il fosforo si volatilizza sotto forma di bolle di gas, che ardono alla superficie della massa.

Fosfato zinchico. Questo sale è leggermente solubile nell'acqua, e si precipita in parte sotto forma d' una polvere bianca, che cresce quando riscaldasi il liquido. Contiene 28,42 per cento di acqua, il cui ossigeno sta a quello della base come 6 : 1.

Ipofosfito zinchico. È tanto poco solubile, che si dura fatica a farlo cristallizzare.

Clorato zinchico. La miglior guisa di preparar questo sale è disciorre il carbonato zinchico nell' acido clorico; poichè il clorato che ottiensi facendo passare il cloro a traverso un miscuglio d' idrato zinchico e d'acqua, non può separarsi dal cloruro zinchico che simultaneamente si produsse. Il clorato zinchico sciogliesi con facilità nell' acqua, e cristallizza dopo l'evaporazione fino a consistenza scilopposa in

ottaedri appiattiti. Sovra i carboni ardenti fa effervescenza; ma l' acqua ch' esso contiene impedisce che detoni del tutto. Facendo sciorre lo zinco nell'acido clorico, svolgesi del gas idrogeno, e formasi nella dissoluzione un poco di cloruro zinchico, specialmente quando si riscalda il miscuglio.

Iodato zinchico. È poco solubile nell'acqua e deponesi dalla dissoluzione in piccoli grani cristallini. Sopra i carboni ardenti fondesi e leggermente detona.

Carbonato zinchico. Incontrasi nel regno minerale, e costituisce la miniera di zinco conosciuta sotto il nome di *calamina.* Offresi talvolta sotto forma di piccoli cristalli romboedrici, che non contengono acqua. Lo zinco metallico e l' idrato zinchico vengono sciolti da un'acqua carica d'acido carbonico; ma ancor non si sa quale sia la combinazione che formasi coll' evaporazione spontanea del gas acido carbonico eccedente. Il sale neutro non puossi ottenere precipitando un sale zinchico con un carbonato alcalino, nè meno quando si opera a freddo; poichè si forma in tal caso una combinazione d' idrato zinchico e di carbonato bizinchico nella quale l'acido è combinato con $\frac{3}{4}$ e l'acqua con $\frac{1}{4}$ dell'ossido. L'acido carbonico del carbonato contiene altrettanto ossigeno della base; e l'acqua dell' idrato contiene tre volte altrettanto ossigeno che l' ossido zinchico con cui è combinata. Questo sale è dunque, come la *magnesia alba*, una specie di sale doppio a una base e a due acidi, in cui l' acqua è uno degli acidi. Questo composto venne pure incontrato in natura, ma sempre sotto forma terrosa.

Ossalato zinchico. È una polvere bianca, insolubile, che si precipita quando si versa dell'acido ossalico nella dissoluzione d' un sale zinchico neutro, non eccettuando nè meno il solfato.

Borato zinchico. È insolubile, diviene più solubile con un eccesso di acido, e fondesi al fuoco in un vetro giallo. Lo zinco è poco o nulla intaccato dall'acido borico liquido.

Silicato zinchico. Trovasi sotto forma cristallina nel regno minerale. Ricevette il nome di *zinco ossidato elettrico*, perchè acquista un

alto grado di polarità elettrica quando riscaldasi. Esposto all' azione del calore, fornisce dell'acqua, e lascia una massa d'un bianco di latte che conserva la forma de'cristalli. In questo sale l'acido silicico e l'ossido zinchico contengono la stessa quantità di ossigeno, e l' acqua ne contiene metà altrettanto, che ciascuno di questi due corpi.

Alluminato zinchico. Trovasi allo stato cristallizzato nel regno minerale; forma degli ottaedri verdi, durissimi, e ricevette da' mineralogisti il nome di *gahnite.* L'allumina vi contiene sei volte altrettanto ossigeno, che l'ossido zinchico. Il color verde di questo minerale proviene dall'ossido ferroso sostituitosi in parte all' ossido zinchico.

Acetato zinchico. È solubilissimo, cristallizza in lamine esagone, e fiorisce leggermente all'aria secca; quando riscaldasi al cannello sul carbone, arde, producendo gli stessi fenomeni dello zinco.

Tartrato zinchico. È bianco ed insolubile; precipitasi dalle dissoluzioni della maggior parte de' sali zinchici, quando ci si versa dell' acido tartrico.

Tartrato zinchico-potassico. Lo si ottiene sciogliendo lo zinco o l'ossido zinchico nel bitartrato potassico. La dissoluzione diseccasi in una massa gommosa, spesso leggermente colorita in giallo dal ferro. Questo sale non viene precipitato nè dagli alcali caustici, nè da' carbonati alcalini. Quando lo si fa digerire con un eccesso di ossido zinchico, se ne separa una combinazione basica. I solfoidrati ne precipitano tutto lo zinco.

Citrato zinchico. È poco solubile e forma piccoli cristalli brillanti.

Malato zinchico. 1.º *Malato neutro.* Forma un sale poco solubile, che cristallizza in prismi tetraedri, corti, e disciogliesi in 55 parti d'acqua fredda ed in 10 d'acqua bollente; ma in tal caso il sale viene decomposto in sale acido, che si discioglie, ed in sottosale, che rimane.

2.º *Bimalato zinchico.* Cristallizza in ottaedri a base quadrata, grandi e regolari, che contengono 8,33 per cento d' acqua di cristal-

lizzazione, il cui ossigeno sta a quello dell'ossido zinchico come 2 : 1. Fondesi nella sua acqua di cristallizzazione, gonfiandosi, e forma così un sale gommoso, solubile in 23 parti d'acqua.

3.° *Sottomalato zinchico.* E' la polvere bianca che formasi quando il sale neutro viene decomposto dall' acqua. Secondo Braconnot, lascia 48,11 per cento di ossido zinchico allorchè si calcina.

Benzoato zinchico. Forma degli aghi efflorescenti, disciogliesi nell' acqua e nell' alcoole, e perde il suo acido quando distillasi.

Succinato zinchico. E' solubile e cristallizza in lamine cristalline, lunghe, dilicate.

Formiato zinchico. E' meno solubile dell' acetato, e fornisce dei cristalli regolari, che affettano talvolta la forma di cubi, e non si disciolgono nell'alcoole.

Fulminato zinchico. Lo si ottiene facendo bollire il fulminato argentico o mercurioso con lo zinco nell' acqua. Produce una dissoluzione gialla, donde il sale precipitasi, durante l' evaporazione, sotto forma d'una polvere gialla. Quando riscaldasi, fa esplosione, ma molto men fortemente del sale mercurioso.

Seleniato zinchico. Rassomiglia perfettamente al solfato. Mitscherlich trovò che la dissoluzione di questo sale fornisce dei cristalli di tre forme differenti, secondo le circostanze nelle quali si opera la cristallizzazione. Quando la temperatura del liquido è sopra 20°, il sale prende la stessa forma del solfato manganoso, e contiene allora gli stessi multipli di acqua che questo, vale a dire l' ossigeno dell' acqua sta a quello della base come 3 : 1. Fra 20° e 15° cristallizza in ottaedri a base quadrata, e sotto 15° affetta la forma prismatica: in queste due ultime forme, che ha comuni col solfato, contiene 37,76 per cento d' acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della base come 7 : 1.

Selenito zinchico. E' una polvere cristallina, bianca, insolubile nell' acqua. Riscaldato, questo sale abbandona dapprima la sua acqua di cristallizzazione, e fondesi poscia in un liquido trasparen-

te, che forma, dopo il raffreddamento, una massa bianca a spezzatura cristallina. Se si riscalda la massa fusa fino al rovente vivo, una parte dell' acido sublimasi, la massa si fissa e quindi più non si altera: in tale stato è un *sottoselenito* zinchico. Sciogliendo il sale neutro in un eccesso di acido, ottiensi un sursale solubile che si disecca dopo l' evaporazione in una massa gommosa screpolata.

Arseniato zinchico. Offresi sotto forma d' una polvere bianca, insolubile, che si discioglie nell' acido arsenico, e cristallizza in questa dissoluzione allo stato di sale acido sotto forma cubica. Si ottiene lo stesso sale facendo digerire lo zinco coll' acido arsenico liquido. In tale circostanza svolgesi un gas arseniuro d' idrogeno, e si precipita una polvere bruna, che consiste in arsenico combinato con piccola quantità d' idrogeno. Facendo fondere insieme dello zinco e dell' acido arsenico, lo zinco si ossida al calore rovente con una leggera detonazione, e la maggior parte dell' acido si ripristina.

Molibdato zinchico. E' insolubile, bianco, polveroso e disciogliesi negli acidi forti.

Molibdato zinchico-potassico e *molibdato zinchico-ammonico.* Questi sali doppi sono solubili nell' acqua.

Tunstato zinchico. E' bianco, polveroso e insolubile.

Antimoniato zinchico. E' una polvere cristallina, bianca, poco solubile. Aggiungendo dell' antimoniato potassico alla dissoluzione d'un sale zinchico neutro, formasi un precipitato che ridisciogliesi tosto e non diviene permanente che quando introducesi nel liquore un poco più di sale potassico. Dopo alcune ore il fondo e le pareti del vase tappezzansi di piccolissimi cristalli. Riscaldando questo sale, fornisce dell'acqua ed ingialla: ma non offre peraltro quel fenomeno di luce che presentano gli antimoniati cobaltico e rameico. Riscaldato al cannello sopra i carboni, non entra in fusione, e non si ripristina che quando si aggiunge dell' alcali.

C. *Solfosali di zinco.*

Solfocarbonato zinchico. Forma un precipitato d' un giallo pallidissimo, quasi bianco, che, allo stato secco, è giallo, o d'un arancio-pallido e semitranslucido.

Solfocianidrato zinchico. Lo si ottiene mescendo il solfocianidrato ammonico col solfato zinchico. Formasi un precipitato bianco, che aumenta a poco a poco, e sembra essere un solfocarbonato. Dopo alcuni giorni depongonsi sulle pareti del vase de' cristalli piramidali, d' un verde-uliva, che, secondo Zeise, sono composti di solfuro zinchico e d' acido idrosolfocianico.

Solfarseniato zinchico. Precipitasi sotto forma d' una polvere voluminosa, d' un giallo-chiaro, che diviene di un bel giallo-arancio diseccandosi. Il sale basico offre allo stato umido un colore molto meno giallastro ; ma, diseccato, ha la tinta medesima del sale neutro.

Solfarsenito zinchico. Fornisce un precipitato voluminoso, d'un giallo-cedro ; il liquido è senza colore. Seccato, il precipitato è arancio-pallido. Riscaldato fino al rovente in un apparato distillatorio, abbandona una porzione del solfido arsenioso, e lascia una sostanza gialla, dura e agglutinata, ch' è un sale basico. Alla temperatura in cui il vetro entra in fusione abbandona l'ultima parte di solfido arsenioso, e lascia un residuo di solfuro zinchico.

Solfomolibdato zinchico. Forma un precipitato giallo carico ; il liquore soprannotante è scolorito.

Ipersolfomolibdato zinchico. È un precipitato rosso.

Solfotunstato zinchico. Conservasi lungo tempo in dissoluzione, e non si precipita che dopo ventiquattr' ore sotto forma d' una polvere d' un giallo-pallido.

Solfotellurato trizinchico. Il precipitato è al primo momento d'un

giallo-chiaro, ma a poco a poco imbrunisce, e da ultimo acquista il colore del solfido tellurico.

XX. *Sali di cadmio.*

I sali di cadmio sono generalmente bianchi e scoloriti. La maggior parte si disciolgon nell' acqua e formano una dissoluzione scolorita d' un sapore disaggradevole e metallico. Gli alcali caustici, i carbonati alcalini ed il cianuro ferroso-potassico gli precipitano in bianco; il gas solfido idrico ed i solfoidrati, in giallo-arancio. L' infusione di noce di galla non li precipita. Lo zinco metallico ne precipita il cadmio sotto forma di foglie che si riuniscono in dendriti; il ferro, al contrario, non lo precipita.

A. *Sali aloidi di cadmio.*

Cloruro cadmico. Cristallizza in prismi rettangolari a quattro piani, piccoli e trasparenti che disciolgonsi facilmente nell' acqua, e fioriscono all' aria secca e calda. Il sale fiorito entra in fusione sotto il calore rovente, e rappigliasi col raffreddamento in una masso trasparente, lamellosa, cristallina, dotata di un debole splendore metallico iridescente. All' aria ripiglia la sua acqua di cristallizzazione e riducesi in una polvere bianca. Esposto al fuoco più vivo, questo sale sublimasi in pagliette brillanti, trasparenti, che vanno in polvere quando si lasciano all' aria.

Ioduro cadmico. Lo si prepara trattando il cadmio coll' iodo, sì per via secca, che per via umida. Il sale disciogliesi facilmente nell' acqua, e nell' alcoole. Forma delle grandi tavole esagone, senza colore, trasparenti, che non si alterano all' aria, e sono dotate di una viva lucentezza iridescente. Entrano in fusione con facilità e riprendono la cristallina lor forma, mentre l' acqua di cristallizza-

zione si evapora. Ad una temperatura più elevata, il sale si decompone in iodo ed in cadmio metallico.

Fluoruro cadmico. E' poco solubile nell' acqua, ma vi si discioglie viemmeglio quand' è acida. Evaporando la soluzione, il sale riducesi in una crosta irregolare, che si attacca al vase.

Fluoruro-silicico-cadmico. E' solubilissimo nell' acqua e cristallizza dopo l' evaporazione in lunghi prismi senza colore, che fioriscono mediante il calore; il sale fiorito conserva la sua forma cristallina; e, per poco si tocchi, va in polvere.

B. *Osissali di cadmio.*

Solfato cadmico. Cristallizza in grandi prismi rettangolari e trasparenti, che rassomigliano molto al vetriolo di zinco. Disciogliesi facilmente nell' acqua, e la dissoluzione fiorisce fortemente all' aria. Esposto all' azione del calore, perde la sua acqua di cristallizzazione, senza provare la fusione acquosa. Si può riscaldarlo fino alla temperatura del rosso nascente senza che si decomponga; ma ad una temperatura più elevata, abbandona una parte del suo acido e forma un sottosale che si discioglie difficilmente nell'acqua, e cristallizza in pagliette. Il sale neutro contiene 25 $\frac{1}{2}$ per 100 di acqua, il cui ossigeno è quadruplo di quello della base.

Iposolfato cadmico. Lo si ottiene sciogliendo il carbonato nell'acido iposolforico, ed evaporando spontaneamente la dissoluzione: acquista allora la forma d' una crosta salina, imperfettamente cristallizzata, il cui sapore è astringentissimo, e liquefassi rapidamente all' aria umida.

Nitrato cadmico. Cristallizza in aghi che aggruppansi in raggi e attraggono l'umidore dell' aria. I cristalli contengono 22 per 100 di acqua il cui ossigeno è quadruplo di quello della base.

Fosfato cadmico. E' una polvere bianca, insolubile, che fon-

desi alla temperatura del rosso nascente in un corpo vetroso trasparente.

Fosfito cadmico. Precipitasi sotto forma d' una polvere bianca. Riscaldato al rovente, non offre alcun fenomeno di luce ; si trasforma in fosfato, e fornisce un poco di cadmio ripristinato.

Ipofosfito cadmico. E' solubilissimo e si depone in piccoli cristalli di forma confusa.

Carbonato cadmico. E' bianco, polveroso, insolubile, non contiene punto di acqua, e facilmente abbandona l' acido carbonico allorchè si riscalda fino al rovente. In questo sale l' ossigeno dell'acido è doppio di quello della base.

Ossalato cadmico. È una polvere bianca, insolubile anche in un eccesso di acido ossalico.

Borato cadmico. Forma una polvere bianca, poco solubile nell' acqua.

Acetato cadmico. Cristallizza d' ordinario in fini aghetti, raggruppati in istelle, che si disciolgono lentamente nell' acqua e non si alterano all' aria.

Tartrato cadmico. E' poco solubilè, e cristallizza in piccoli aghetti lanugginosi al tatto.

Citrato cadmico. E' pochissimo solubile nell' acqua e forma una polvere bianca, cristallina.

C. *Solfosali di cadmio.*

Solfocarbonato cadmico. E' un precipitato d'un bel giallo-cedro, che si discioglie nell' acqua, poichè il liquore è giallo, anche quando contiene un eccesso di ossissale cadmico.

Solfarseniato cadmico. Forma un precipitato giallo-chiaro.

Solfarsenito cadmico. Forma un precipitato giallo-pallido, che diviene d' un bel giallo-arancio diseccandosi. Quasi si fonde per l' azione del calore, ed abbandona nella distillazione una parte del

suo solfido arsenioso; dopo di che rimane una sostanza grigia, rigonfia, dotata di lucentezza metallica, che fornisce una polvere di un giallo carico, e che, contenendo arsenico e solfo, deve considerarsi come una combinazione basica.

Solfomolibdato cadmico. Fornisce un precipitato bruno carico, il cui colore non imbrunisce colla diseccazione. Il liquore è scolorito.

Solfotunstato cadmico. Precipitasi istantaneamente sotto forma d' una polvere d' un bel giallo-cedro.

Solfotellurato tricadmico. Precipitasi allo stato di polvere gialla, che a poco a poco diviene d'un bruno carico.

XXI. *Sali di piombo.*

Il piombo non forma che una serie di sali fra' quali quelli che si disciolgon nell' acqua sono senza colore e d'un sapor zuccherino, astringente. Le loro dissoluzioni vengono precipitate in bianco dai solfati e dal cianuro ferroso-potassico, ed in nero dal gas solfido idrico e dai solfoidrati. I sali di piombo in generale sono sensibilissimi alla reazione del gas solfido idrico, come già abbiamo detto nel primo volume alla faccia 196 della parte seconda. Lo stagno e lo zinco precipitano il piombo allo stato metallico dalle sue dissoluzioni.

A. *Sali aloidi di piombo.*

Cloruro piombico. L' acido idroclorico non iscioglie il piombo metallico, ed appena lo intacca quando si fa bollire con esso; ma facilmente combinasi coll'ossido piombico per formare un sale poco solubile nell'acqua, che richiede per disciorsi 30 parti di acqua fredda e 22 parti d'acqua bollente. Col raffreddamento della dissoluzione il sale cristallizza in piccoli prismi od in lunghi aghetti appiattiti, che

non contengono acqua combinata. Dietro gli assaggi di Faraday, il cloruro piombico non assorbe il gas ammoniaco. Esso è più solubile in un' acqua acida. L' alcoole e l'acquavite non lo disciolgono. Riscaldato in vasi chiusi, entra in fusione senza decomporsi, e rappigliasi, col raffreddamento, in una massa bianca, che ricevette il nome di piombo corneo, poichè rassomiglia in qualche guisa al corno; riscaldandolo all'aria libera, spande de' fumi densi, si evapora in parte, e lascia un residuo giallo il quale contiene un eccesso di base.

Il cloruro piombico combinasi in varie proporzioni coll' ossido piombico, donde risultano de' sali basici, ne' quali l' ossido piombico contiene due, tre e sette volte altrettanto piombo che il cloruro.

1.° *Cloruro piombico bibasico.* Trovasi questo sale sotto forma di un minerale cristallizzato, senza colore, presso Mendipp in Sommersetshire nell' Inghilterra. È fusibilissimo e sciogliesi facilmente negli acidi.

2.° *Cloruro piombico tribasico.* Lo si ottiene sciogliendo il sale neutro nell'acqua bollente e precipitandolo coll'ammoniaca caustica. Esso è una polvere bianca, insolubile, che formasi sempre quando si mescono de' sottosali piombici con liquidi contenenti cloruri metallici. Contiene 7 per cento di acqua, che abbandona al calore rovente, acquistando un color giallo-pallido. Al rovente si fonde in una massa d'un giallo-pallido.

Cloruro piombico surbasico. Lo si ottiene facendo fondere mediante il calore un miscuglio di dieci parti di ossido piombico puro e d' una di sale ammoniaco puro. Il cloro si combina col piombo, il cloruro piombico coll'ossido, e l' idrogeno dell' ammoniaca decomposta ripristina una parte dell'ossido piombico allo stato di piombo, che deponesi al fondo. La massa fusa, raffreddata lentamente, forma dei cristalli cubici. La massa solidata ha una tessitura lamellosa, cristallina; e, quando adoprossi ossido piombico puro, essa offre un color giallo bellissimo, usato in pittura, e conosciuto in commercio sotto il nome di *giallo di Cassel.* Questo composto venne scoperto da Tur-

ner, che l'ottenne facendo digerire l'ossido piombico colla metà del suo peso di sal marino, ridotto in una poltiglia coll' acqua. In tale operazione, l' ossido piombico gonfiasi in una polvere bianca, ed una parte della soda passa allo stato caustico. Decantasi il liquore alcalino che contiene in dissoluzione un poco di piombo, si lava il sale basico, lo si disecca e lo si fa fondere. Perde colla fusione l' acqua che avea combinata, e divien giallo. Secondo Vauquelin, basta, per ottener questo composto, adoprare una parte di sale marino e sette parti d'ossido piombico. L'acido nitrico scioglie la base in eccesso, e trasforma il sottosale in sale neutro. La potassa caustica lo scioglie senza residuo.

Il *cloruro piombico*, combinato col *fosfato piombico*, forma un minerale che trovasi in natura sotto forma di prismi esaedri, e si riguardò lungo tempo come un fosfato piombico neutro, finchè Wöhler dimostrò ch'era composto di cloruro piombico, e d' una quantità di fosfato sesquipiombico contenente nove volte altrettanto piombo del cloruro.

Il *cloruro piombico e il fosfito piombico* formano pure un sale doppio, che ottiensi precipitando un sale piombico col clorido fosforoso saturato di alcali. L'acqua bollente decompone questo sale e discioglie il cloruro piombico.

Cloruro e *carbonato piombici*. Si ottiene questo sale doppio facendo digerire il cloruro piombico in soluzione acquosa con carbonato piombico, nella quale operazione la soluzione abbandona tutto il piombo. Si fa bollire la massa insolubile con nuove quantità di cloruro piombico disciolto, finchè la dissoluzione conservi il cloruro piombico che contiene. La combinazione è insolubile, fondesi facilmente e non tarda ad entrare in ebollizione, svolgendo dell' acido carbonico. In questo sale il cloruro e il carbonato contengono la stessa quantità di piombo. Trovossi in istato cristallino a Matlock in Inghilterra.

Bromuro piombico. Disciogliesi difficilmente nell'acqua, e si pre-

cipita, quando lo si prepara per doppia composizione, sotto forma di una polvere bianca, cristallina. Esposto all'azione del calore, fondesi in un liquido rosso, che acquista, solidificandosi, un bel color giallo.

Ioduro piombico. Forma una polvere d' un bel giallo di cedro, insolubile nell' acqua, e solubile nella potassa caustica. Disciogliesi in giallo nell'acqua bollente e cristallizza, col raffreddamento del liquore, in pagliette brillanti d'un giallo-aureo. Disciogliesi pure in piccola quantità nell' acqua fredda, e la dissoluzione è scolorita. Aggiungendovi dell' ioduro potassico o ammonico, precipitasi un sale doppio sotto forma di pagliette gialle, in cui le due basi contengono la quantità stessa di iodo. Per ottenerne una maggior quantità, basta agitare il sale piombico con una soluzione allungata di ioduro potassico. Se la soluzione di quest' ultimo è concentrata e si mette in eccesso, l' ioduro piombico convertesi, dopo qualche tempo, in cristalli ottaedrici, ne'quali il sale piombico è combinato con due volte altrettanto ioduro potassico, che nel primo sale doppio. I due sali vengono decomposti dall'acqua, che s' impadronisce dell' ioduro potassico.

Fluoruro piombico. 1.º *Fluoruro neutro.* È pochissimo solubile e non si discioglie nè meno nell'acqua contenente acido idrofluorico. Forma una polvere bianca, non cristallina, che ottiensi allo stato di purezza, precipitando l' acetato piombico coll' acido idrofluorico, o decomponendo il carbonato piombico collo stesso acido. Disciogliesi negli acidi nitrico ed idroclorico, che lo decompongono quando si evapora la dissoluzione.

2.º *Fluoruro basico.* Lo si ottiene trattando il sale neutro coll' ammoniaca caustica, o facendo fondere un fluoruro coll' ossido piombico. È molto più solubile del sale neutro, ed ha un sapore astringente. Esposta all'aria, la soluzione attrae dell'acido carbonico, e depone un carbonato piombico, meschiato, o forse combinato con fluoruro piombico.

Clorofluoruro piombico. Questo sale doppio ha origine quando si precipita una dissoluzione di cloruro piombico col fluoruro sodico, o

si mesce dell'acetato piombico con una soluzione mista di due parti di fluoruro sodico e tre parti di sal marino. Il sale doppio è leggermente solubile nell' acqua: quindi, lavandolo lungo tempo, la sua quantità diminuisce a poco a poco; ma in tal caso il rapporto fra le sue parti costituenti non cangia, siccome avviene nel sale baritico corrispondente. È solubile nell' acido nitrico, e fondesi ad una temperatura elevata.

Fluoruro borico-piombico. Ottiensi questo sale aggiungendo il carbonato piombico all'acido idrofluoborico, finchè si vegga apparire un precipitato. La soluzione, evaporata fino a consistenza sciloppposa, depone lunghi cristalli prismatici. Alla evaporazione spontanea il sale cristallizza con una estrema lentezza in prismi od in tavole quadrilatere, che rassomigliano al sale baritico. I cristalli hanno un sapor dolce, e da ultimo acidulo ed astringente. L'acqua e l'alcoole decompongono in parte questo sale: formasi una dissoluzione acida, e rimane una polvere bianca.

Fluoruro silicico-piombico. Questo sale è solubilissimo, e diseccasi in una massa gommosa, che si ridiscioglie del tutto; ha un sapor zuccherino, come hanno in generale, i sali piombici.

Fluoruro titanico-piombico. Disciogliesi facilmente nell'acqua, e deponesi durante l'evaporazione in piccoli cristalli senza colore, d'un sapor acidetto, d'un lontano gusto dolce, astringente, che si disciolgon nell'acqua senza residuo.

Cianuro piombico. Precipita sotto forma d' una polvere insolubile. Sottomesso alla distillazione, si decompone, fornisce del gas nitrogeno, e lascia un carburo di piombo, ch' è piroforico quando non venne calcinato di troppo. Il cianuro piombico non sembra formare cianuri doppi, come il cianuro di ferro; comportasi, al contrario, come i cianuri de' metalli più elettropositivi, e combinasi, come il cianuro potassico, co' cianuri di ferro, di nichelio, di cobalto, d'oro ecc. Descrivendo i cianuri di ferro, io parlai delle combinazioni ch' esso produce col cianuro ferroso e col cianuro ferrico.

Solfocianuro piombico. Mescendo una dissoluzione d'acetato piombico con una dissoluzione di solfocianuro-potassico, non formasi alcun precipitato: dopo un tempo cortissimo, quando si ebbe cura di rimescere fortemente il liquore, si veggono apparire moltissimi cristalli gialli e brillanti il cui volume va aumentando. Sono essi appena solubili nell' acqua fredda, perdono la loro lucentezza con un prolungato lavacro, e si decompongono trattati coll' acqua bollente, che diviene acida, e lascia una polvere gialla, affatto insolubile. Il solfocianuro piombico non contiene acqua di cristallizzazione. A torto si era annunziato che questo sale fosse solubilissimo e quasi deliquescente.

Se versasi un poco d'ammoniaca nel miscuglio d' acetato piombico e di solfocianuro potassico, ottiensi un precipitato bianco, cacioso, ch' è un solfocianuro piombico con eccesso di base. Dietro l'analisi di Liebig, questo sale basico è composto di 59,12 di solfocianuro piombico, e 40,876 d' ossido piombico, che contengono la quantità stessa di piombo. Precipitando l' acetato tripiombico col solfocianuro potassico, formasi un sale, ancora più basico del precedente, a cui esternamente somiglia.

B. *Ossisali di piombo.*

Solfato piombico. Incontrasi allo stato cristallizzato nel regno minerale. Per ottenerlo basta versare dell' acido solforico od un solfato nella dissoluzione d'un sale piombico. Il solfato piombico è una polvere bianca, pesante, insolubile nell' acqua. Però la sua insolubilità non è completa, ed i sali piombici, anche messi in eccesso, non precipitano mai tutto l' acido solforico contenuto in un liquore. Questo sale non contiene acqua combinata. Sopporta senz' alterarsi il calore rovente. Il carbone lo riduce allo stato di solfuro. L' acido nitrico lo scioglie in piccola quantità, e l' acido idroclorico concentrato lo de-

compone in parte. L'acido solforico esercita sul piombo un'azione dissolvente sì debole, che non solo si può allo stato concentrato farlo bollire col piombo senza che questo ne sia molto intaccato, ma priva anche l'acido nitrico in gran parte della sua facoltà dissolvente, così che un miscuglio de' due acidi concentrati, messo in digestione col piombo, altera poco questo metallo. Il solfato piombico è insolubile in un liquor contenente acido solforico libero; ma si discioglie in grande quantità nell' acido idroclorico concentrato, massime mediante il calore. Il liquore depone, raffreddandosi, cristalli di cloruro piombico. Secondo gli assaggi di Bischof, 1 parte di solfato piombico disciogliesi alla temperatura di 12° in 172 parti di acido nitrico del peso specifico di 1,144, in 969 parti d' una soluzione di nitrato ammonico del peso specifico di 1,29, e in 47 parti d' una dissoluzione d'acetato ammonico del peso specifico di 1,036. Questa facoltà dissolvente dell'acetato ammonico può divenir utile nell'analisi, quando si tratti di separare il solfato piombico dagli altri corpi precipitati. Dietro gli sperimenti di Berthier, 2 parti di solfato piombico e 1 di solfato sodico fondonsi per l'azione del calore in un liquido trasparente, opaco e non cristallino, dopo il raffreddamento.

Iposolfato piombico. 1.° *Sale neutro.* Il miglior mezzo di ottenerlo è, secondo Heeren, disciorre il carbonato piombico nell'acido iposolforico. Durante l'evaporazione spontanea il sale deponesi in grandi cristalli inalterabili all'aria, che facilmente si disciolgon nell'acqua, e contengon 16,38 per cento d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è quadruplo di quello dell'ossido piombico.

2.° *Sottosale.* Mescendo una dissoluzione del sale neutro con una quantità d'ammoniaca insufficiente a precipitar tutto il piombo, ottiensi un precipitato composto di piccoli cristalli confusi, capillari, ch'è, secondo Heeren, un iposolfato bipiombico. Versando dell' ammoniaca su questo precipitato, trasformasi in una polvere fina, ch' è un sottosale diverso dal precedente. Questi due sali sono solubili nell' acqua, ma il primo lo è più del secondo: reagiscono alla

maniera degli alcali, attraggono l' acido carbonico dell'aria, e contengono acqua di cristallizzazione.

Solfito piombico. E' insolubile. Riscaldandolo fino al rovente, trasformasi in un miscuglio di solfato piombico e di solfuro di piombo. L'acido nitrico concentrato lo converte in solfato piombico. L'acido idroclorico e l'acido solforico ne svolgono dell' acido solforoso.

Iposolfito piombico. Lo si ottiene, secondo Herschel, versando a goccia a goccia una dissoluzione d' un sale piombico in una dissoluzione d'iposolfito potassico. Il precipitato si ridiscioglie da prima, e da ultimo diviene permanente. Il sale secco presentasi sotto forma d'una polvere farinosa bianca, che richiede 32, 66 parti d' acqua per disciorsi. Riscaldato fino a 100°, diviene nero, e, ad una temperatura più elevata, piglia fuoco, ed arde com' esca, anche dopo essere stato tolto dal fuoco. Distillandolo, fornisce del gas acido solforoso, e trasformasi in un miscuglio di solfuro di piombo con una piccola quantità di solfato piombico.

Nitrato piombico. Si prepara questo sale sciogliendo il piombo nell' acido nitrico, ed evaporando la dissoluzione fino al punto di cristallizzazione. Cristallizza in ottaedri regolari, quando trasparenti, quando bianchi ed opachi. Disciogliesi in 7 parti e mezza di acqua fredda, ed in molta minor quantità d'acqua bollente; l'alcoole non lo discioglie. I cristalli di questo sale scoppiettano gettati sul fuoco; ma non contengono punto d' acqua combinata. Riscaldato fino al rovente, questo sale entra in fusione, si decompone nel tempo stesso, e fornisce del gas ossigeno e del gas acido nitroso, lasciando in fine un ossido giallo. Se versasi dell' ammoniaca caustica in una dissoluzione di nitrato piombico, colla precauzione di non precipitare tutto il piombo, ottiensi una polvere bianca, poco solubile nell' acqua, e dotata d'un sapore puramente astringente: questa polvere è un *nitrato bipiombico*, e l' acido ci è combinato con due volte altrettanta base che nel sale neutro. Puossi ottenere lo stesso sale facendo bollire una soluzione diluita del sale neutro coll' ossido

piombico in polvere fina. Questo sottosale è poco solubile nell' acqua fredda, e si discioglie viemmeglio nell' acqua bollente. La dissoluzione, evaporata a rilento, fornisce piccoli grani cristallini ed opachi, che crepitano con una forza straordinaria allorchè si riscaldano. Non contengono punto d' acqua combinata.

Nitrato tripiombico. Lo si ottiene precipitando il nitrato piombico coll' ammoniaca in leggerissimo eccesso, oppure versando del nitrato piombico nel liquore, per togliere l' eccesso d' ammoniaca; di guisa che, dopo una breve digestione, il liquore non ispanda più odor d' ammoniaca, ma produca ancora de' fumi all' avvicinarsi di un turacciolo bagnato d' acido idroclorico. Quest' è una polvere bianca che si discioglie in piccola quantità nell' acqua pura, e ne viene precipitata da quei sali che non alterano la sua composizione. Riscaldato, abbandona 3 $\frac{1}{2}$ per cento del suo peso di acqua, e divien giallo; ma ripiglia il suo color bianco raffreddandosi: ad un leggero calore rovente, fornisce 83 per cento di ossido piombico, ch' è d' un giallo di cedro e polveroso. Così l' ossido piombico contiene in questo sale due volte altrettanto ossigeno che l' acqua.

Nitrato seipiombico. Formasi facendo digerire il nitrato piombico con un eccesso di ammoniaca. In questo sale l'acido satura sei volte altrettanta base che nel sale neutro; per quanto sia grande l' eccesso d' ammoniaca, la decomposizione non si estende più in là, ed il sale mantiensi a questo punto di saturazione. Presentasi sotto forma d' una polvere d' un bianco di neve, quasi insolubile, che produce sopra la lingua una sensazione di un gusto astringente. Colla distillazione fornisce dapprima 1,85 per cento di acqua, diviene giallo, e tale rimane dopo il raffreddamento; riscaldato fino al rovente, lascia 90,8 per cento d'ossido piombico, di un bel color giallo di cedro. In questo sale l'ossigeno dell'acqua è il quarto di quello della base; la sua composizione è molto da considerarsi, poichè sembra offrire alcuni indizii sulla composizione dell'acido nitrico. Vedemmo all'articolo dell' acido nitrico e a quello dell'ammoniaca, come

alcune circostanze facciano presumere che il nitrogeno sia composto di volumi uguali di ossigeno e d'un radicale sconosciuto ipotetico, cui demmo il nome di *nitricum*. L'acido nitrico è adunque composto o di nitrogeno e ossigeno, o di *nitricum* e ossigeno. Nel primo caso, la sua capacità di saturazione, ne' sali neutri, è uguale al quinto della quantità di ossigeno ch'esso contiene; nel secondo, uguale al sesto. Ma nei sali or descritti, le quantità di base stanno a quelle di acido come 1, 2, 3 e 6; ed io non ho potuto ottenere sottosali corrispondenti ai numeri 4,5 che mancano. Ammettendo la prima idea sulla composizione dell'acido nitrico, l'ossigeno di quest'acido è è un multiplo per 5,2 $\frac{1}{2}$, 1 $\frac{2}{3}$ di quello della base; e nel sale surbasico la base contiene 1 $\frac{1}{5}$ altrettanto ossigeno dell'acido. Se, al contrario, secondo l'altra ipotesi, la capacità di saturazione dell'acido nel sale neutro è uguale al sesto della quantità d'ossigeno che esso contiene, l'ossigeno dell'acido è un multiplo per 6, 3, 2 di quello della base; e nel sale surbasico l'acido e l'ossido contengono la stessa quantità d'ossigeno. Questi ultimi rapporti si accordano con quelli che offrono i sali degli altri acidi, mentre i rapporti che trovansi adottando la prima idea, non ne hanno di corrispondenti, se non fossero tra quelli de' fosfati e degli arseniati, che per altro, non offrono alcun rapporto analogo a quello del nitrato surbasico.

Nitrito piombico. Se ne conoscono tre gradi di saturazione, nei quali le quantità di base stanno fra loro come i numeri 1, 2 e 4. Facendo bollire una dissoluzione di 100 parti di nitrato piombico con 78 di piombo in foglie sottili, il piombo viene disciolto, e si svolge una piccola quantità di gas ossido nitrico. Compiuta la dissoluzione, si ha un licor giallo, che fornisce, raffreddandosi, delle pagliette cristalline, brillanti, d'un giallo d'oro, che sono un *nitrito bipiombico*. Questo sale reagisce alla maniera degli alcali e disciogliesi difficilmente nell'acqua fredda; la soluzione è torbida quando l'acqua contiene aria o acido carbonico. Gli acidi concentrati ne svolgono dell'acido nitroso sotto forma d'un vapore

denso, di color rosso carico. Ad una temperatura elevata esso si decompone senza entrare in fusione, e fornisce dell' acido nitroso, sì in vapori, che allo stato liquido, vale a dire acquoso. Questo sale venne scoperto da Proust, che attribuisce la sua formazione alla riduzione dell' ossido piombico ad un minore grado di ossidazione. Sciogliendo 100 parti di questo sale nell' acqua a 75°, e mescendo la dissoluzione con 35 parti di acido solforico concentrato, anticipatamente diluito con 4 parti di acqua, la metà dell' ossido piombico viene saturata dall' acido e si ottiene una soluzione gialla carica di *nitrito piombico neutro*. Si può del pari preparar questo sale, diluendo il sottosale allo stato di polvere fina nell' acqua tepida, e facendo passare una corrente di gas acido carbonico attraverso il miscuglio, finchè la base eccedente venga saturata dall' acido carbonico. La dissoluzione gialla cosi ottenuta, si evapora nel vuoto, sopra un vase contenente acido solforico; il sale deponesi allora in cristalli d' un giallo carico, la cui forma è molto analoga a quella del nitrato piombico. Contengono 5 $\frac{2}{3}$ per cento di acqua. Questo sale è più solubile del nitrato; evaporando la dissoluzione all' aria libera, l'acido assorbe dell'ossigeno, e formasi un nitrato piombico. Riscaldando la soluzione sopra gli 80°, fornisce, come tutti i nitriti, del gas ossido nitrico, ed ottiensi un sottonitrato piombico. Riscaldato in una storta, il sale secco si fonde in un liquido bruno, opaco, entra in ebollizione e si decompone, mantenendosi lungo tempo allo stato liquido; rimane alla fine dell' ossido piombico agglomerato.

Nitrito quadripiombico. Lo si ottiene sciogliendo una parte di nitrato piombico in 50 parti di acqua, e facendo bollire la dissoluzione con 1 $\frac{1}{2}$ parte di piombo in foglie sottili, in un pallone a lungo collo, finchè si discioglie il piombo. Durante il raffreddamento del liquore, il sale cristallizza in piccole pagliette d'un rosso-mattone, che spesso si riuniscono in gruppi di forma semi-globulare. Quando la soluzione è concentrata di troppo, il sale non rimane disciol-

to, ma deponesi sul piombo, mentre si fà bollire il liquore; in tal caso il suo colore è più pallido, sebbene la sua composizione sia la stessa. Disciogliesi difficilissimamente nell'acqua fredda; reagisce fortemente alla maniera degli alcali, e non si altera all'aria. Ad una temperatura elevata abbandona dapprima 1,88 per cento di acqua, poi il suo acido, e lascia alla fine dell'ossido piombico, che conserva la forma del sale sottomesso alla calcinazione. L'acido vi è combinato con quattro volte altrettanta base che nel sale neutro. I nitriti offrono, relativamente all'ipotesi sulla composizione dell'acido nitrico, le stesse particolarità dei nitrati. Se il nitrogeno è un corpo semplice, l'ossigeno dell'acido nitroso è, nei due primi sali, tre volte ed una volta e mezzo quello della base, e nel sale surbasico, l'ossigeno della base è una volta ed un terzo quello dell'acido; non si sa perchè la base non si moltiplichi secondo la legge che seguono gli altri sali ne' quali gli acidi contengono tre volte altrettanto ossigeno della base. Se, al contrario, si considera il nitrogeno come un corpo composto, l'acido contenuto ne' due primi sali contiene quattro e due volte altrettanto ossigeno della base, e nell'ultimo la quantità d' ossigeno della base è uguale a quella dell'acido.

Prima di abbandonare i nitriti di piombo, dirò alcune parole sul modo di prepararli, ch' è molto più complicato che non si crederebbe. Ho detto che, nella preparazione di questi sali, svolgesi una piccola quantità di gas ossido nitrico; la formazione di questo gas non può derivare dall'azione del piombo sull'acido del nitrato, poichè quest'acido dev' esser ridotto allo stato di acido nitroso. In fatti esso dipende da un' altra cagione, cioè dalla decomposizione del nitrito prodottosi, il quale trasformasi coll'ebollizione in nitrato con isvolgimento di gas ossido nitrico, siccome dissi esponendo le proprietà generali de'nitriti (t. II. parte I. faccia 339). L'azione del piombo su questi sali comincia ad esercitarsi fra 50 e 55°; ma tenendo la soluzione del nitrato in cui s'introdusse il piombo, ad una temperatura di 69 a 78°, il piombo disciogliesi più prontamente, e il liquore

vien giallo senza che svolgasi gas; lo svolgimento del gas ossido nitrico non incomincia che quando il licore giunse ad una temperatura di 80° e più. La decomposizione del nitrato piombico offre tre periodi. Nel primo, si forma tosto un sottonitrato piombico e un nitrito neutro, e l'azione rimane la stessa finchè il sale siasi combinato con una quantità di piombo doppia di quella che conteneva; il liquore depone, durante il raffreddamento, un miscuglio di sottonitrato e di sottonitrito piombici. Il secondo periodo dura finchè il liquore abbia disciolto una volta ed un quarto altrettanto piombo di quello ch' esso conteneva, vale a dire 78 per cento del peso del sale: a questo momento tutto il sottonitrato piombico è convertito in sottosale tripiombico. Lasciando freddare il liquore, depone un miscuglio di questo sale col primo sottonitrito, in una tal proporzione, che un terzo dell' acido nitrico trovasi allo stato non decomposto nel sottonitrato, mentre due terzi, trasformati in acido nitroso, entrano nella composizione del sottonitrito. Nell' ultimo periodo, il nitrito comincia a divenire surbasico, dapprima per la decomposizione del nitrato, poi per la decomposizione d'una certa quantità dell' acido nitroso del primo sottonitrito; donde risulta verso la fine dell' operazione uno svolgimento di gas ossido nitrico, per effetto della ossidazione del piombo. Convertito tutto l' acido nitroso in sale surbasico, 100 parti di nitrato piombico disciolgono 137 $\frac{1}{2}$ di piombo, o 2 volte $\frac{1}{5}$ altrettanto di quello che il nitrato prima ne conteneva. È peraltro difficile sciorre interamente questa quantità; di leggeri si giunge al punto in cui le prime 130 parti si trovan disciolte, ma è d' uopo far bollire il liquore lungamente per disciorne almeno 135 parti, e rimane costantemente nella dissoluzione una piccola quantità del primo sale basico, si perchè l' ultima porzione trovasi diluita, si perchè il liquido è allora saturato del sale surbasico già formatosi.

Fosfato piombico. Forma una polvere bianca insolubile nell'acqua. Disciogliesi nell' acido nitrico, nella potassa e nella soda cau-

stiche. Ad una temperatura elevata, entra in fusione e cristallizza durante il raffreddamento. Un grano di questo sale, fuso al cannello, produce, al momento della consolidazione, de' cristalli le cui faccette sono d'ordinario grandi e ben distinte; all' istante in cui il globulo si consolida, ridiviene incandescente. E' difficilissimo decompor questo sale col carbone in polvere, nemmeno ad un'alta temperatura; ottiensi del fosforo e rimane del piombo. Il fosfato piombico forma facilmente un sale doppio col nitrato; dunque non conviene precipitare il fosfato piombico da una dissoluzione di nitrato; ma si usare a tale oggetto il cloruro piombico, o versare il nitrato piombico nella soluzione del fosfato.

Surfosfato piombico. Lo si ottiene versando una soluzione bollente di cloruro piombico in una dissoluzione di bifosfato sodico. Il precipitato è bianco, polveroso ed indecomponibile col lavacro di acqua bollente. L' acido vi è combinato con tre quarti della quantità di base che entra nella composizione del sale neutro.

Fosfato sesquipiombico. Lo si ottiene facendo digerire coll' ammoniaca il sale neutro ancor umido, oppure versando l' acetato piombico in un fosfato neutro; in quest' ultimo caso è reso libero dall'acido acetico. Riscaldando questo sale al cannello sovra il carbone, l' eccesso di base ch' esso contiene si ripristina, e il fosfato neutro si fonde in una perla.

Nitrato e fosfato piombici. Questi due sali formano, combinandosi, un sal doppio che ottiensi disciogliendo il fosfato piombico nell' acido nitrico e facendo evaporare il liquore fino al punto di cristallizzazione. L' acqua decompone questo sale: essa scioglie il nitrato e lascia il fosfato. L' acido fosforico vi è combinato con due parti di base, l' acido nitrico con una.

Fosfito piombico. Lo si ottiene sciogliendo nell' acqua il clorido fosforoso, neutralizzando il liquore coll' ammoniaca, e versandolo in una dissoluzione bollente di cloruro piombico. Il precipitato voluminoso che formasi consiste in un sal doppio di cloruro e di fosfi-

to piombici; ma il cloruro disciogliesi nell'acqua bollente; e lavando il precipitato, finchè una piccola porzione del residuo, disciolta nell' acido nitrico, non venga più precipitata dal nitrato argentico, il fosfito rimane puro. Esso è bianco e contiene 3 $\frac{1}{4}$ per 100 di acqua, il cui ossigeno è uguale alla metà di quello contenuto nell'ossido piombico. Stillandolo, fornisce del gas fosfuro pentaidrico, e lascia un miscuglio di fosfati piombico e sesquipiombico. L' acido nitrico lo scioglie a freddo, senza che l' acido fosforoso venga trasformato in acido fosforico. L' ammoniaca discioglie una parte dell' acido fosforoso, e lascia un *sottosale* in cui l' acido sembra essere combinato con tre volte altrettanta base che nel sal neutro.

Ipofosfito piombico. Cristallizza in lamine, sciogliesi lentamente nell' acqua, e non viene disciolto dall'alcoole. Puossi precipitarlo completamente in pagliette iridescenti, versando dell'alcoole nella sua dissoluzione acquosa. Combinasi coll' ossido piombico, e forma con esso un sottosale solubile nell' acqua che reagisce alla maniera degli alcali e non tarda a deporsi dalla dissoluzione sotto forma d' una polvere cristallina, simile alla sabbia. Al fuoco l' acido ipofosforoso ripristina l' ossido piombico. L' ammoniaca decompone questo sale in tal guisa che resta dell' idrato piombico non disciolto, ed una parte del sale si discioglie per formare coll' alcali un sale doppio, dal quale l' ammoniaca si svolge coll' evaporazione, deponendo un *ipofosfito seipiombico.*

Clorato piombico. Lo si ottiene sciogliendo l' ossido piombico nell' acido clorico. È più solubile del cloruro piombico; la soluzione cristallizza in pagliette brillanti, dopo essere stata evaporata. Facendo giungere il cloro in un miscuglio di ossido piombico e di acqua, formasi del cloruro piombico e del surossido di piombo, come vedemmo più sopra.

Clorito piombico. Lo si prepara neutralizzando il sottoclorito calcico coll' acido nitrico, e mescendo il liquore col nitrato piombico: precipitasi del cloruro piombico e il clorito rimane disciolto.

Distrugge i colori vegetali; il suo sapore è puramente dolce, come quello degli altri sali piombici. Ma questo sale comincia bentosto a decomporsi: l' ossido piombico precipitasi allo stato di surossido, mentre l' acido cloroso viene ridotto allo stato di cloro che divien libero.

Bromato piombico. Si sa che è solubile, ma le altre sue proprietà sono ignote.

Iodato piombico. Precipita sotto forma d' una polvere bianca, solubile in un eccesso di acido.

Carbonato piombico. Incontrasi in natura sotto forma di cristalli bianchi e trasparenti, che ricevettero il nome di *piombo carbonato.* Lo si prepara in grande, e si conosce in commercio sotto il nome di *cerussa.* Lo si ottiene, tanto precipitando un sale di piombo con un carbonato alcalino, quanto esponendo il piombo all' azione de' vapori di aceto, favorita da una temperatura di 45.° Quest' ultimo metodo viene eseguito in grande, ed il carbonato così ottenuto è men costoso di quello precipitato con un alcali, e serve meglio nella pittura. Ecco il metodo di prepararlo: si versa dell' aceto in un vase di terra: due pollici sopra l'aceto si mettono sur un sostegno di legno delle lamine di piombo ruotolate intorno a sè stesse, aventi 6 piedi di lunghezza, 6 pollici di larghezza e circa un decimo di pollice di spessezza; il piombo è ruotolato in guisa che i giri del ruotolo sono distanti un quarto di pollice circa gli uni dagli altri. Mettesi il vase in un letto di paglia sminuzzata e umettata di urina, o in un letto di tanno, e lo si ricuopre con una foglia di piombo. All'incirca dopo quattro settimane, la superficie del piombo trovasi coperta d'una crosta di cerussa, che distaccasi in parte, quando si sruotola il piombo, e il rimanente si toglie mediante una grattabugia metallica. Il residuo di piombo metallico si sottomette alla stessa operazione, e si continua nella medesima guisa finchè il tutto convertasi in carbonato. La cerussa così ottenuta si macina e si sottomette alla levigazione. Per avere un color puro è necessario adoperare lamine di piombo,

tanto sottili da venire corrose in tutta la loro spessezza, senza di che il colore rimane lordo dal metallo non intaccato, che si meschia sotto forma d'una crosta grigia allo strato interno della cerussa. Si sa per esperienza che, quando la temperatura non giunge a 35o, la cerussa è sempre alterata dal piombo metallico grigiastro, e diviene giallastra quando la temperatura eccede i 5o°. Non si sa bene ancora come agisca l'aceto. In questi ultimi tempi ci siamo assicurati con esperimenti eseguiti in grande che la cerussa è tanto più bella quanto più la si tenne guarentita dall' aria. Vi è dunque luogo a presumere che l' aceto fornisca l' ossigeno e l' acido carbonico necessari alla formazione della cerussa; è probabile che esso si trasformi in quel liquido etereo che ottiensi colla distillazione degli acetati metallici. Il metodo descritto è generalmente adottato in Olanda, e per tal ragione appunto diedesi il nome di cerussa di Olanda, al prodotto così ottenuto. Non è mai perfettamente bianco, poichè la putrefazione della paglia o del tanno impregnati di urina, a cui si deve l' elevazione della temperatura, è accompagnata dalla formazione di piccola quantità di gas solfido idrico, il cui solfo si unisce al piombo. Spesso si mesce la cerussa alla creta, o al solfato baritico ridotto in polvere fina. In Inghilterra si prepara la cerussa molto più candida, con un metodo tenuto secreto, e che probabilmente soltanto differisce dal precedente per la maniera di riscaldamento; il piombo che adoprasi viene colato in forma di graticola. In Francia e in Isvezia si fabbrica la cerussa, facendo giungere una corrente di gas acido carbonico nel sotto acetato piombico disciolto nell'acqua. L'acido carbonico viene fornito da un fuoco di carbone. Durante l' operazione, il sottacetato si decompone in gran parte, precipitasi del carbonato piombico, e rimane nella dissoluzione dell' acido acetico combinato con pochissimo ossido piombico. Lavasi il carbonato piombico, lo si macina per renderlo più coerente, e diseccasi in vasi di argilla porosi ad una temperatura a poco a poco crescente. È di un bianco di neve; se lo si macina troppo lungamen-

te, diviene talvolta più duro e più difficile a ridursi in polvere fina della cerussa di Olanda. L'acetato acido di piombo che resta, si macera con ossido piombico (litargirio), e il sottosale così ottenuto viene di bel nuovo decomposto dall'acido carbonico. Thenard propose questo metodo, e Roard il primo lo eseguì in grande. Secondo Klaproth, il carbonato piombico sciogliesi coll' ebollizione nella potassa caustica, ed il liquore depone, durante il raffreddamento, piccole pagliette d'un bianco-argentino, cui la luce colora in grigio. Evaporando la soluzione, si ottiene una massa d'un bruno-rossastro, a pagliette, brillante, la quale, trattata coll' acqua, lascia indisciolte moltissime pagliette brillanti d'un rosso-cinabro. Il nitrato calcico viene decomposto dal carbonato piombico mediante l'ebollizione: ottiensi del carbonato calcico e del nitrato piombico. Il carbonato piombico non contiene punto d'acqua.

Solfato e carbonato piombici. Questi due sali combinansi in varie proporzioni, e così formano de' sali doppii, che incontransi allo stato cristallizzato nel regno minerale.

Ossalato piombico. E' una polvere insolubile nell' acqua, che in parte si discioglie nell' acido ossalico, e che puossi ottenere cristallizzata in piccoli aghetti. Questo sale non contiene punto di acqua. Stillato in vasi chiusi, lascia del sottossido di piombo; riscaldato all' aria libera, brucia e fornisce per residuo dell' ossido piombico d'un bel color giallo-cedro.

Ossalato piombico-potassico. Lo si ottiene facendo digerire il biossalato potassico coll' ossido piombico, o col carbonato piombico. Cristallizza in piccoli aghetti inalterabili all' aria.

Borato piombico. Precipitasi sotto forma d' una polvere bianca che si fonde per l' azione del calore in un vetro scolorito.

Silicato piombico. E' facile ottenerlo, facendo fondere insieme l' ossido piombico e l' acido silicico, o precipitando il fluoruro silicico-piombico coll' ammoniaca. Entra nella composizione di varie specie di vetro, nonchè nella vernice delle majoliche e delle stovi-

glie. Si fecero varii tentativi per ottenere una vernice scevra di piombo ; ma non se ne trovò tanto fusibile e così poco costosa come la vernice ordinaria. Chaptal propose adoprare come vernice la polvere di vetro ordinario. Però l' esperienza fece vedere che la vernice ordinaria non produce alcun effetto nocevole, ed è inattaccabile dai corpi leggermente acidi, quando gli oggetti che se ne ricopersero vennero cotti ad una temperatura sufficientemente elevata. L'ossido piombico accresce il peso specifico del vetro, nonchè il suo potere di rifranger la luce e sperderne i colori ; comunica queste proprietà anche ai sali piombici ed alle lor soluzioni nell' acqua. L' ossido piombico entra in gran quantità nella composizione del vetro scolorito che ricevette il nome di *flint-glass*, che per la sua rifrangibilità è indispensabile nella costruzione de' cannocchiali acromatici. Se si fa fondere alla fiamma d' una lampana un vetro che contenga piombo, esso diviene più carico, acquista un colore brunastro, e da ultimo annerisce. Questo mutamento pare derivi dalla ripristinazione dell' ossido piombico allo stato di sottossido, ed infine allo stato di metallo. La composizione, conosciuta sotto il nome di *pietra di riso*, che i Chinesi fabbricano, per quanto se ne dice col *riso*, consiste in una specie di vetro formato, secondo Klaproth, di 41 parti di ossido piombico, 39 di acido silicico e 7 di allumina.

Acetato piombico. Questo sale conosciuto in commercio sotto il nome di sal di Saturno , si prepara in grande nell' Allemagna , in Inghilterra, in Olanda ed in Francia. V' hanno due metodi per ottenerlo: 1.° Si mette del piombo in piccole lamine su dei vasi piatti, riempiti di aceto stillato, avvertendo che una parte d'ogni piccolo pezzo di piombo si elevi sopra l'aceto. Corroso che sia il piombo che trovasi alla superficie del liquore, lo si rivolge in maniera di metterne una nuova parte in contatto coll'aria; quando l' aceto è saturato di ossido piombico , lo si evapora fino al punto che cristallizzi. Questa operazione progredisce a rilento ; ma ha il vantaggio di non dare che un sale neu-

tro. 2.° Disciogliesi l'ossido piombico (litargirio) nell' aceto stillato, o nell'aceto di legno purificato, finchè l' aceto ne sia saturato; ottiensi così una dissoluzione di sottosale, che mescesi con due parti di aceto stillato o di aceto di legno purificato, oppure con una quantità di aceto bastante per dare al liquore la proprietà di arrossare la carta di tornasole, dopo di che lo si evapora fino al punto di cristallizzazione. Con un rapido raffreddamento il sal piombico cristallizza in aghetti; con un lento raffreddamento cristallizza in grossi prismi quadrilateri appiattiti. Ha un sapore dapprima zuccherino, astringente dappoi, e si discioglie nell'acqua e nell'alcoole. Ad una temperatura elevata entra in fusione, e si fonde nella sua acqua di cristallizzazione. All'aria secca fiorisce, e dopo qualche tempo viene in parte decomposto dall' acido carbonico dell'aria; nel qual caso si svolge dell'acido acetico. Posto nel vuoto sopra una capsula contenente acido solforico, riducesi in polvere, e perde del tutto la sua acqua di cristallizzazione ch'è di $14 \frac{1}{3}$ per 100 del peso del sale. Esso viene decomposto colla distillazione e fornisce una quantità considerabile del liquido etereo, che formasi d'ordinario durante la decomposizione degli acetati metallici, ma che, in tal caso, contiene poco acido acetico.

Acetato tripiombico. Lo si ottiene sciogliendo il sal neutro nell'acqua, e facendo digerire la soluzione coll'ossido piombico, finchè il liquore eserciti una reazione alcalina fortissima sulla carta reagente. Non puossi far cristallizzare il sale così ottenuto; esso si disecca in una massa salina bianca, quando lo si evapora in un vase distillatorio o nel vuoto. Preparato coll'aceto non distillato, ha d'ordinario un' apparenza gommosa dipendente da' corpi stranieri disciolti nell'aceto. In tale stato i farmacisti lo conoscono sotto il nome di *estratto di Saturno.* L'alcoole non lo discioglie; al contrario esso lo precipita dalla sua soluzione acquosa concentrata. Dopo la diseccazione esso non contiene più acqua combinata. Per disciorlo conviene usare acqua pura che abbia bene bollito; poichè se adoprasi l' acqua di sorgente ordinaria, viene decomposto dall'acido carbonico, dai cloruri e dai car-

bonati contenuti nell'acqua; questi sali precipitano l' ossido piombico, mentre una parte corrispondente di sottoacetato diviene neutro. Una debole dissoluzione di questo sale nell'acqua, mesciuta ad un poco di spirito di vino, fornisce la così detta *acqua vegeto minerale* che porta pure il nome d'*acqua di Goulard*, in onore d' un medico di Montpellier, che primo la usò in medicina. Le dissoluzioni del sottoacetato piombico s' intorbidano all' aria, come l' acqua di calce, e possono, al pari di questa, servire all'assorbimento dell'acido carbonico che trovasi in un miscuglio di gas.

Acetato seipiombico. Lo si ottiene meschiando il sal precedente con una quantità d'ossido piombico in polvere fina, maggiore di quella ch' esso può sciogliere. L' ossido piombico trasformasi in una polvere bianca, voluminosa, ed il liquore perde la maggior parte del piombo che contiene; il sapor dolce sparisce e vi si trova in iscambio un sapore soltanto astringente. Questo sale è pochissimo solubile nell' acqua; vi si discioglie peraltro colla ebollizione, e cristallizza col raffreddamento del liquore in cristalli senza colore, lucidi e penniformi. Si ottiene pur questo sale precipitando coll' ammoniaca una dissoluzione del sale precedente. Contiene un po' d'acqua, che abbandona acquistando una leggera tinta rossastra, quando lo si disecca nel vuoto sopra un vase contenente acido solforico.

Tartrato piombico. È una polvere cristallina, insolubile, che non contiene acqua, e si decompone quando calcinasi fornendo acido carbonico, acqua e olio di tartaro che stillano, e in fine, del carburo di piombo, che rimane nella storta.

Pirotartrato piombico. Precipitasi dopo qualche tempo in piccoli aghetti.

Tartrato piombico-potassico. Forma un sale insolubile che non viene decomposto, secondo Thenard, nè dall' acido solforico, nè dai carbonati alcalini.

Citrato piombico. Rassomiglia al tartrato, disciogliesi nell' ammoniaca, e fornisce colla evaporazione una massa giallastra, gommosa, che

non abbandona l'ammoniaca, quando si mette nel vuoto sopra l' acido solforico.

Malato piombico. È quasi insolubile nell' acqua fredda, ma si discioglie in certa quantità nell' acqua bollente, e cristallizza durante il raffreddamento del liquore in pagliette bianche e brillanti. Il miglior metodo per ottenerlo è quello di saturare col carbonato piombico il succo delle bacche di sorbo, ben lavare con acqua fredda la parte non isciolta, ed indi trattarla coll' acqua bollente; dopo il raffreddamento del liquore il sale cristallizza. Il malato piombico fondesi sì facilmente, ch'esso si agglomera prima che l' acqua con cui lo si tratta sia giunta al punto di ebollizione. Quindi risulta che, per farlo di nuovo cristallizzare, è d'uopo ridurlo in polvere fina, ed introdurlo in piccole porzioni nell'acqua bollente, finchè ne sia saturata: diversamente operando esso si agglomera e rimane al fondo del vase. Sembra contenere dell'acqua e rigonfiasi fortemente allorchè si calcina.

Il *malato piombico* forma col *malato ammonico* un sal doppio cristallizzabile, e col *malato zinchico* un sale doppio insolubile. Si ottiene quest'ultimo mescendo il malato zinchico col sale di saturno.

Piromalato piombico. Precipitasi sotto forma d' una massa fioccosa, che diviene dapprima gelatinosa quando si lava, e riducesi poscia in aghetti cristallini iridescenti.

Mucato piombico. Precipitasi sotto forma d' una polvere bianca, insolubile nell'acqua. L' ammoniaca gli toglie una parte del suo acido e lascia un sale basico mucilagginoso, che, seccandosi attrae l' acido carbonico dell'aria.

Piromucato piombico. Questo sale è solubile nell' acqua. Quando si evapora la sua dissoluzione, si riunisce, secondo Hontou-Labillardière, alla superficie del liquore sotto forma di gocce brune oleaginose, che divengono, raffreddandosi, vischiose come catrame, e sono, dopo il raffreddamento completo, dure, opache e quasi bianche. Il sale basico è presso che insolubile.

Benzoato piombico. È leggermente solubile nell'acqua, e si depo-

ne in cristalli lamellosi, brillanti, inalterabili all'aria, che si disciolgono nell'alcoole. Riscaldato, questo sale fornisce 3,84 per 100 d' acqua, ed entra in fusione. Ad una temperatura più elevata, una parte del suo acido si volatilizza, e viene colla distillazione completamente distrutto. In questo sale l'ossigeno dell'acqua è uguale a quello dell'ossido piombico. Se trattasi il sale neutro coll'ammoniaca caustica, ottiensi un sottosale insolubile nell'acqua, in cui l'acido satura tre volte altrettanta base che nel sal neutro. È una polvere bianca, che non contiene acqua.

Gallato piombico. È bianco o d' un giallo-chiaro, polveroso e insolubile. Forma un precipitato voluminoso, ma diviene pesante e granelloso quando riscaldasi il liquore. Per ottenerlo allo stato scolorito, conviene seccarlo nel vuoto, sopra un vase contenente acido solforico. Umido, acquista, come gli altri gallati, un color bruno al contatto dell'aria. Trattato coll' ammoniaca caustica, fornisce un sottosale insolubile, in cui l'acido è combinato con tre volte altrettanta base che nel sale neutro.

Formiato piombico. Sciogliesi in 36 parti d' acqua fredda, ed in molto meno d'acqua bollente. Col raffreddamento cristallizza in lunghi prismi brillanti. Questo sale ha bisogno di essere sottoposto a varie cristallizzazioni per divenir molto bianco. Non contiene acqua in combinazione, e scoppietta fortemente quando riscaldasi.

Succinato piombico. Precipitasi sotto forma di una polvere bianca. Non contiene punto di acqua, disciogliesi in un eccesso di acido, e cristallizza a tal modo in lamine lunghe e ristrette. L' acido succinico non precipita nè il nitrato, nè il cloruro piombici, ma sì l' acetato. Trattando il succinato neutro coll'ammoniaca, si ottiene un sottosale. È una polvere bianca, insolubile, che non contien acqua, ed in cui l'acido viene saturato da tre volte altrettanta base che nel sale neutro.

Cianito piombico. Lo si ottiene precipitando l' acetato piombico col cianito potassico. Il precipitato presentasi sotto forma d' una polvere composta di aghetti delicati, e disciogliesi in piccola quantità nel-

l'acqua bollente. Versando della potassa caustica su questo sale, ottiensi una polvere giallo-rossastra, che, riscaldata in vasi chiusi, si fonde, diviene rossa, e fornisce col raffreddamento una polvere verde le cui proprietà non vennero ancora studiate.

Seleniato piombico. È bianco, polveroso ed insolubile nell'acqua.

Selenito piombico. Questo sale forma una polvere bianca e pesante che cade prontamente al fondo del vase; ha origine quando si mesce l' acido selenioso con un sale piombico disciolto; l'acido selenioso toglie parte dell'ossido piombico sì al nitrato, che al cloruro piombici. Il selenito piombico è leggermente solubile nell'acqua; ma non si discioglie in un eccesso di acido, e non forma alcun sursale. Entra in fusione del pari che il cloruro piombico, ma ad una temperatura più elevata. La massa fusa è giallastra e trasparente, ma raffreddandosi, ritorna bianca ed opaca. Al rovente bianco il sale entra in ebollizione e fornisce un sublimato d'acido selenioso; dopo qualche tempo l'ebollizione si arresta. Si è di già allora formato un sottosale che diviene, raffreddandosi, semitrasparente, e la cui spezzatura è a grossi cristalli. Questo sale non puossi ottenere facendo agir l' ammoniaca sul sale neutro.

Arseniato piombico. Forma una polvere bianca, insolubile nell'acqua, solubile negli acidi nitrico ed idroclorico. Al rovente bianco si fonde in un vetro opaco, giallastro. Trattando il sale neutro coll' ammoniaca caustica, ottiensi un sottosale polveroso, bianco, ugualmente insolubile nell'acqua, e nel quale l'acido è combinato con una volta e mezzo altrettanta base che nel sale neutro. L'affinità dell'acido arsenico per l'ossido piombico è sì grande, che, meschiando un arseniato neutro coll' acetato piombico, formasi un precipitato di sottarseniato piombico, mentre rimane dell'acido acetico libero nel liquore.

Arsenito piombico. Si conoscono in questo sale due gradi di saturazione. L'*arsenito neutro*, in cui l' acido contiene tre volte altrettanto ossigeno che la base, si ottiene precipitando l' arsenito ammonico coll'acetato piombico neutro. Il *sottarsenito*, in cui l'acido è com-

binato con due volte altrettanta base che nel sale neutro, formasi quando si opera la precipitazione mediante il sottacetato piombico. Questi due sali sono bianchi e polverosi, contengono acqua in combinazione, e si fondono per l' azione del calore in un vetro giallastro, ch' è fortemente idioelettrico.

Cromato piombico. Trovasi allo stato cristallizzato nel regno minerale, i mineralogisti chiamaronlo *piombo rosso.* È d'un rosso di fuoco, brillante, e i cristalli hanno un poter rifrangente maggiore della più parte degli altri corpi. Artificialmente si ottiene questo sale precipitando il nitrato piombico col cromato potassico; forma allora una polvere d'un bel color giallo carico, la cui tinta è più o meno intensa, a misura che il liquido, da cui si precipita, è più o men saturato. Quando contiene un eccesso di acido, il precipitato è d' un giallo di cedro; d'un giallo-rancio, quando è neutro, e d'un giallo-rosso o d' un rosso di cinabro allorchè contiene un eccesso di alcali. La tinta varia del pari secondo che la precipitazione venne eseguita a freddo od a caldo: peraltro il colore più carico che il sale acquista operando a caldo, sparisce quasi sempre allorchè si raffredda il liquore. Questa combinazione è poco solubile negli acidi e si decompone facilmente trattandola, allo stato di polvere, con un miscuglio di acido idroclorico ed alcoole; svolgesi allora dell' etere idroclorico, e formasi del cloruro cromico che si discioglie, mentre rimane indisciolto del cloruro piombico. Il cromato piombico viene disciolto del tutto dalla potassa caustica. Il bel colore di questo sale lo fece usare in pittura, e sotto questo aspetto merita la preferenza sopra tutti gli altri colori minerali gialli. Si conosce in commercio sotto il nome di *giallo di cromo*, e se ne trova di diverse tinte. E' talvolta puro, talvolta meschiato con molto gesso, che diminuisce d' assai l' intensità della tinta. Si ha nel commercio sotto il nome di *cinabro verde* un color verde che ottiensi meschiando l' azzurro di Prussia e il cromato piombico, tutti e due precipitati di fresco e ancor umidi, e facendo diseccare il miscuglio. Si tentò pure di tingere le stoffe in giallo impregnan-

dole d' un sale piombico, ed immergendole poscia in una dissoluzione di cromato potassico. Il colore resiste bene all'azione degli acidi, ma viene decomposto dagli alcali e dal sapone; però resiste meglio all'azione del sapone, se, prima di passare la stoffa nella soluzione di cromato, si fissa il sale piombico immergendo la stoffa in una dissoluzione di clorito calcico, meschiato con un eccesso di calce.

Cromato bipiombico. Lo si ottiene facendo bollire il cromato piombico, recentemente precipitato, con un eccesso di cromato potassico neutro; nel qual caso quest' ultimo toglie al sale piombico metà del suo acido, e passa allo stato di bicromato. Lo si ottiene del pari facendo digerire tre parti di sale neutro con due di ossido piombico triturato e levigato, oppure trattando il sal neutro con una dissoluzione debolissima d' alcali caustico, o versando del nitrato piombico in una dissoluzione di cromato potassico, meschiata con un eccesso di alcali caustico. Il precipitato è d' un bel color rosso di cinabro; usasi nella pittura ad olio e nella stampa delle tele dipinte. In quest'ultima arte, fissasi il sale per doppia decomposizione, servendosi d'una dissoluzione calda di cromato potassico contenente alcali caustico. Usato in pittura, il cromato bipiombico colorisce fortemente, per cui si può aggiungervi molta cerussa senza che il colore smonti gran fatto, come avviene col cinabro.

Molibdato piombico. Forma una polvere insolubile nell'acqua, solubile nell'acido nitrico e negli alcali caustici. S' incontra in natura allo stato cristallizzato; i mineralogisti chiamaronlo *piombo molibdato* (*Gelbbleirz*). La sua forma primitiva è l' ottaedro rettangolare; ma spesso forma delle tavole rettangolari d'un giallo-chiaro o d'un giallo-arancio. Sopra i carboni ardenti crepita e finisce col fondersi in una massa gialla.

Tunstato piombico. E' bianco, polveroso ed insolubile nell'acqua. S' incontra in natura, sebbene molto di rado, allo stato di cristalli semitrasparenti d'un giallo-brunastro, ne' quali l'acido contiene tre volte altrettanto ossigeno che la base, e che sono isomorfi a quei del sa-

le precedente; nel sale, al contrario, che preparasi ne' laboratoi, l'ossigeno dell'acido è sestuplo di quello della base.

Antimoniato piombico. Forma un precipitato bianco, cacioso, affatto insolubile nell'acqua. Riscaldato, abbandona dell'acqua ed ingialla; non fondesi, ma si ripristina al cannello sopra il carbone con una leggera detonazione e fornisce un antimoniuro di piombo. Gli acidi lo decompongono incompletamente, anche quando è allo stato umido. Ottiensi lo stesso sale trattando l'antimoniuro di piombo coll'acido nitrico, benchè quest'acido non converta l'antimonio solo, che in ossido antimonico.

Tellurato piombico. Presentasi sotto forma d'un precipitato bianco. Riscaldandolo, perde dell' acqua e ingiallisce, poi fondesi in una massa semi-trasparente. Gli acidi lo sciolgono. Al cannello, sopra il carbone, si ripristina con una debole detonazione, e fornisce un tellururo di piombo.

C. *Solfosali di piombo.*

Il solfuro piombico è una solfobase forte. I sali ch' esso forma sono insolubili, e, veduti in piccole lamine, bruni e trasparenti. A poco a poco si ammucchiano e anneriscono senza provare altro cangiamento che nel loro stato di aggregazione. Del resto non si alterano diseccandosi, e fra gli acidi non vi sono che quelli che esercitano un'azione ossidante che gli decompongano.

Solfocarbonato piombico. È un precipitato d'un bruno carichissimo, che sembra translucido là dove aderisce al vetro. Il liquore soprannotante è d'un giallo carico, e si scolorisce nello spazio di ventiquattr' ore. Dopo la diseccazione il precipitato è nero, diviene liscio sotto la pressione d' un corpo duro, e fornisce colla distillazione del solfido carbonico e un solfuro di piombo brillante e grigio.

Solfocianidrato piombico. Forma un precipitato bianco pochissi-

mo durevole; passa dal giallo dal rosso e dal grigio al nero, e trasformasi in meno di cinque minuti in solfuro di piombo.

Solfarseniato piombico. Il sale neutro è un precipitato bruno carico, e il sale basico un precipitato d'un bel rosso: tutti e due anneriscono rammucchiati in massa, e divengono completamente neri dopo la diseccazione.

Solfarsenito piombico. Fornisce un precipitato bruno-rossastro che rammucchiato, annerisce. Allo stato secco riducesi colla triturazione in una polvere bruna che si ammassa sotto il pestello e diviene d'un grigio d'acciaio brillante. Fondesi agevolmente e senza perdere il suo solfido arsenioso. La massa fusa è grigia, metallica, offre un aspetto ed una spezzatura cristallina brillante, fornisce una polvere grigia, di apparenza metallica.

Solfomolibdato piombico. È un precipitato nero che allo stato secco, è nero e fornisce una traccia di un grigio plumbeo risplendente.

Ipersolfomolibdato piombico. Precipitasi sotto forma d'una polvere rossa carica, la quale, dopo essersi raccolta, conserva questo colore.

Solfotunstato piombico. Preparato, versando il sale potassico puro in una dissoluzione di nitrato piombico, forma un precipitato bruno carico, che diviene, rammucchiandosi, quasi nero. Il solfotunstato potassico giallo, che sembra pure contenere dell'ossitunstato, fornisce un precipitato d'un arancio lordo, che non diviene più carico.

Solfotellurato tripiombico. È un precipitato bruno carico, che annera col diseccarsi.

Iposolfantimonito piombico. S' incontra in natura. Forma una massa prismatica-cristallina, d'un grigio plumbeo brillante, che i mineralogisti chiamarono *zinkenite.* La natura ci offre pure dell' *iposolfantimonito sesquipiombico*; ha lo stesso colore del precedente, ma è meno brillante, ed ha una testura radiata. I mineralogisti chiamaronlo *jamesonite.*

XXIII. *Sali di stagno.*

Lo stagno produce due serie di sali, i sali *stagnosi* e i sali *stagnici.* I primi hanno affinità più forti, i secondi più deboli. Ciò nulla ostante i sali stagnosi assorbono facilmente l'ossigeno dell' aria, e così passano allo stato di sali stagnici. Il piombo e lo zinco precipitano lo stagno allo stato metallico dalle sue dissoluzioni.

I sali *stagnosi* hanno un sapore metallico astringente, e disaggradevolissimo. Son quasi tutti senza colore, il cianuro ferroso-potassico gli precipita in bianco, i solfoidrati in bruno-caffè. Vengono precipitati in bianco dagli alcali caustici, un eccesso de' quali ridiscioglie il precipitato. Meschiati con diversi sali metallici al maggior grado di ossidazione, per esempio, co' sali ferrici, rameici e mercurici, riducono questi sali ad un minor grado di ossidazione: ed aggiunti ad una dissoluzione di oro, ne precipitano l' oro allo stato metallico, oppure, quando lo dissoluzioni sono moltissimo allungate, sotto forma d' una polvere porpora, già descritta all'articolo oro.

I *sali stagnici* sono senza colore, non ripristinano alcun altro sale, non formano alcun precipitato nella dissoluzione del cloruro aurico, e vengono precipitati in giallo-lordo dal solfido idrico. I solfoidrati e gli alcali caustici sciolgono questo precipitato.

A. *Sali aloidi di stagno.*

Cloruro stagnoso. Si prepara il *cloruro stagnoso anidro*, riscaldando lo stagno nel gas acido idroclorico, oppure mescendo il cloruro mercurico con un eguale peso di limaglia di stagno, ed esponendo il miscuglio, in una piccola storta di vetro, a un calore lentamente crescente, finchè il cloruro stagnoso distilli alla temperatura del bianco rovente. Dopo il raffreddamento la massa fusa è grigia, brillante, dotata d'una spezzatura vetrosa. Introdotto nel gas cloro secco, il cloruro

stagnoso prende fuoco, e sulla interna parete del vase condensansi alcune gocce di cloruro stagnico anidro. Il cloruro stagnoso anidro è neutro, e differisce dal sale cristallizzato soltanto perchè non contiene acqua. Per ottenere il *cloruro stagnoso acquoso* (protocloruro di stagno), si discioglie lo stagno nell' acido idroclorico concentrato, e quando l'acido è saturato, si evapora la dissoluzione fino al punto di cristallizzazione; con questo metodo è facile ottenere il cloruro stagnoso in grandi cristalli scoloriti. In grande, si opera la dissoluzione dello stagno nell'acido idroclorico, in vasi di rame bene snettati; finchè vi è eccesso di stagno, la soluzione nulla contiene di rame, poichè quest'ultimo metallo è negativo a contatto collo stagno.

Sottomesso alla distillazione, il sale cristallizzato si decompone, fornisce dapprima dell' acqua pura, poi dell' acqua e dell' acido idroclorico con una certa quantità di stagno; dopo di che rimane nella storta un *sale basico*, il quale, secondo Proust, sublimasi ad una temperatura più elevata. Se versasi una gran quantità d' acqua sul sale cristallizzato, si decompone, un sale acido disciogliesi, e si separa una polvere leggera, d' un bianco di latte, che è un cloruro stagnoso basico. In questo sale il cloruro e l' ossido stagnoso contengono la stessa quantità di stagno. Contiene 9,55 per 100 d'acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello dell'ossido stagnoso come 2 : 1. Questo sale disciogliesi nella potassa caustica, e dopo qualche tempo la dissoluzione depone dello stagno metallico, poichè una parte dell' ossido stagnoso disossida l' altra, e forma quella combinazione salina di potassa e di ossido stagnico in cui questo fa l' ufficio di un acido. Se meschiasi il sale basico, tuttavia umido, col carbonato rameico e coll' acqua, l'ossido stagnoso in eccesso ripristina l'ossido rameico allo stato metallico; disciogliesi del cloruro stagnoso, si svolge del gas acido carbonico, e trovasi al fondo del vase un miscuglio d' ossido stagnico e di pagliette di rame. Il cloruro stagnoso possede, ad un maggior grado che gli ossisali stagnosi, la proprietà di ripristinare moltissimi corpi che hanno una mediocre affinità

per l'ossigeno. Gli acidi arsenioso ed arsenico vengono ridotti allo stato d'arsenico, gli acidi molibdico e tunstico allo stato di combinazioni azzurre, gli ossidi mercurico e argentico allo stato metallico, gli ossidi manganico, rameico e ferrico al primo grado di ossidazione. L'acido solforoso viene convertito in solfo dal cloruro stagnoso; il miscuglio riscaldasi e si precipita del solfo meschiato d'ossido stagnico. In tintura si adopera una soluzione di cloruro stagnoso conosciuta sotto il nome di *composizione*. Si prepara disciogliendo piccole porzioni di stagno in un miscuglio di due parti d'acquaforte con una parte di acido idroclorico; il vase che contiene gli acidi deve riporsi nell'acqua fredda per evitarè che formisi dell'ossido stagnico, ciocchè accadrebbe se il miscuglio si riscaldasse. Questa dissoluzione si decompone all'aria, o quando riscaldasi; talvolta non si perviene ad ottenerla; per esempio quando l'acido nitrico che si adopera è più puro dell'ordinario, e l'acido idroclorico è debole: nel qual caso si precipita dell'ossido stagnico. È d'uopo allora aggiungere al liquore maggior quantità d'acido idroclorico, tosto che si vede apparire un precipitato. Per preparare la dissoluzione di stagno di Bancroft, si versano tre parti d'acido idroclorico ordinario sopra due parti di granaglia di stagno; dopo un'ora si aggiunge a questo miscuglio con precauzione una parte e mezza di acido solforico concentrato. Svolgesi molto calore e lo stagno disciogliesi con violenza. Si mantiene il calore facendo digerire il miscuglio al bagno di sabbia, finchè più non si svolga gas idrogeno. Si lascia freddare la massa, sciogliesi il sale nell'acqua, si decanta il liquore sopra il residuo di stagno, si pesa quest'ultimo e aggiungesi alla dissoluzione una tale quantità d'acqua, che otto parti della dissoluzione ne contengano una di stagno. Nelle manifatture di tele pinte, il cloruro stagnoso non serve soltanto come mordente, ma anche come un mezzo di ripristinazione, particolarmente per ridurre al primo grado di ossidazione gli ossidi manganico e ferrico fissati sulle stoffe.

Cloruro stagnico (deutocloruro di stagno). E' il più considerabile fra i sali di stagno. Per ottenerlo si discioglie lo stagno mediante il calore nell' acqua regia, o si fa passare del cloro attraverso una dissoluzione di cloruro stagnoso, finchè questo non assorba più gas: evaporando poscia la soluzione ottenuta, l'eccesso di acido o di cloro si volatilizza ed il sale cristallizza. Per ottenere il cloruro stagnico anidro, si tratta il cloruro-stagnoso anidro col cloro; oppure (questo è il miglior metodo) si meschiano esattamente quattro parti di cloruro mercurico con una parte di stagno in limaglia, o di stagno amalgamato con una piccola quantità di mercurio, poi ridotto in polvere. Esponendo il miscuglio ad un dolce calore, ottiensi nel recipiente un liquido scolorito, ch' è il cloruro stagnico. All' aria spande de' fumi più densi di quelli prodotti dall'acido idroclorico, il perchè si chiamava altra volta *liquore fumante di Libavio*, dal nome di Libavio che lo scoperse nel sedicesimo secolo. I fumi provengono perchè una parte del liquido si volatilizza e forma coll' umidore atmosferico un liquido meno volatile che si condensa: 100 parti di cloruro mercurico ne forniscono incirca 31 di cloruro stagnico. Questo sale è volatilissimo; entra in ebollizione a 120°, e, secondo Dumas, la densità del suo vapore è 9, 1997. Mescendolo con un terzo del suo peso di acqua, rappigliasi in una massa salina solida; prende pure la forma solida quando si lascia all' aria, della quale a poco a poco assorbe l' umidore; ma forma in tal caso de'cristalli regolari. Riscaldando la massa, essa fondesi siccome il ghiaccio, e nuovamente si solida lasciandola freddare. L'acqua discioglie facilmente questo sale; l' alcoole lo decompone con isvolgimento di calore, formando dell'etere e deponendo del cloruro stagnoso basico. Parlando dell'ossido stagnico io descrissi le differenze che offrono le combinazioni dell'acido idroclorico colle due modificazioni di quest' ossido; e dissi fra le altre cose che la combinazione di che si tratta, non viene decomposta coll'ebollizione, e disciogliesi, in tutte le proporzioni, nell' acido idroclorico concentrato. L' ossido stagnico, pre-

parato coll'acido nitrico forma coll' acido idroclorico, un composto che rimane indisciolto quando si tratta l'idrato stagnico con un eccesso di acido idroclorico. Se, dopo avere già decantato l'acido, si mette il sale sulla carta grigia ove si sgocciola e si disecca, ottiensi una massa d'un giallo di succino, che non ha alcuna tendenza a cristallizzare, e conservasi molle all' aria. Questa massa si ridiscioglie nell'acqua, e l'acido idroclorico la precipita dalla dissoluzione. Stillandola, fornisce dapprima dell'acido idroclorico liquido, poi del gas acido idroclorico, indi stilla un poco di spirito di Libavio, e nella storta rimane dell'ossido stagnico: occorre, peraltro, un forte calore per iscacciare le ultime porzioni di acido.

Sali doppi dei cloruri di stagno. Il *cloruro stagnoso* ha molta tendenza a formare de' sali doppi cogli alcali e colle terre alcaline. Se aggiungesi ad una dissoluzione di questo sale della potassa caustica, finchè l' ossido stagnoso precipitato si sia ridisciolto, deponesi un sottosale cristallizzato quando la soluzione sia concentrata, oppure si evapora il liquore nel vuoto. I sali prodotti dall' ammoniaca e dalla barite somigliano al sottosale potassico. Quelli che ottengonsi colla soda e colla stronziana cristallizzano in aghetti dilicati, ed il sale doppio magnesico si risolve in liquore. Facendo stillare lo stagno col sale ammoniaco, svolgesi del gas idrogeno e dell' ammoniaca, e sublimasi un cloruro doppio stagnoso ed ammonico. Facendo passare il gas ammoniaco sopra il cloruro stagnico anidro, l' ammoniaca viene assorbita, e formasi un sale basico doppio, che non viene decomposto ad una temperatura elevata. Se meschiasi questo sale basico coll' acqua, si precipita dell' ossido stagnico e sciogliesi un sottosale doppio neutro.

Bromuro stagnoso. E' solubile e fornisce dopo l' evaporazione un sale secco ch' è bianco, le cui proprietà non vennero esaminate.

Bromuro stagnico. Lo si ottiene mettendo della limaglia di stagno in contatto col bromo. La combinazione si opera con isvolgimento di luce, e il bromuro sublimasi in cristalli bianchi, che fu-

mano un poco all' aria, entrano facilmente in fusione, e sono solubili nell' acqua.

Ioduro stagnoso. Lo si prepara riscaldando un miscuglio di granaglia di stagno e di iodo; i due corpi combinansi e producono una massa rosso-brunastra, translucida, fusibilissima che si sublima ad una temperatura più elevata. Questo sale si discioglie nell' acqua e colla triturazione riducesi in una polvere d'un giallo-arancio lordo. Si unisce ad altri ioduri, specialmente agli ioduri che formano i metalli degli alcali e delle terre alcaline, e così produce degl' ioduri doppi, ne' quali l'ioduro stagnoso contiene, secondo Boullay (figlio), due volte attrettanto iodo dell' altro ioduro. Boullay, che scoperse queste combinazioni, le prepara mescendo il cloruro stagnoso con un eccesso di ioduro a radicale alcalino; l'ioduro doppio cristallizza, mentre il cloruro del radicale alcalino rimane disciolto.

Ioduro stagnico. Per ottenerlo basta disciorre l' idrato stagnico nell' acido idroiodico. Deponesi in cristalli gialli, di lucentezza setacea, che vengono decomposti dall' acqua, e del tutto trasformati, mediante l' ebollizione, in acido idroiodico ed in ossido stagnico.

Fluoruro stagnoso. Disciogliesi facilmente nell' acqua; il suo sapore è dolciastro ed astringente, cristallizza coll' evaporazione spontanea in prismi bianchi e brillanti. L' ossigeno dell' aria lo trasforma in fluoruro stagnico basico.

Fluoruro stagnico. Non cristallizza, e si coagula come il bianco d' uovo quando riscaldasi la sua soluzione fino all' ebollizione.

Fluoruro silicico-stagnico. E' solubilissimo nell' acqua e si depone in lunghi cristalli prismatici. L'aria lo decompone facilmente producendo un precipitato di silicato-stagnico.

Cianuri di stagno. Finora non si poterono ottener questi sali allo stato isolato, nè per doppia decomposizione, nè trattando gli ossidi stagnici coll' acido idrocianico. Però il cianuro stagnoso ed

il cianuro stagnico esistono, e si possono ottener combinati ad altri cianuri, per esempio, a quelli di ferro, precipitando i sali stagnosi o stagnici col cianuro ferroso-potassico.

Solfocianuro di stagno. È solubile nell'acqua; le sue proprietà sono poco conosciute.

B. *Ossisali di stagno.*

a. *Sali a base di ossido stagnoso.*

Solfato stagnoso. Lo si prepara trattando lo stagno coll'acido solforico concentrato o poco diluito; ottiensi così una massa salina, che forma coll'acqua bollente una dissoluzione bruna, da cui il solfato stagnoso deponesi, durante il raffreddamento, in piccoli aghi cristallini. Riscaldato fino al rovente, questo sale si decompone e fornisce alquanto ossido stagnico. Distillando un miscuglio di solfuro stagnoso e di ossido mercurico rosso, si ottiene un *solfato stagnoso anidro*, che si può esporre al calore rovente oscuro senza rimanere decomposto.

Solfito stagnoso. Per ottenerlo disciogliesi lo stagno nell'acido solforoso liquido. Questo si ripristina in parte, ottiensi una dissoluzione di solfito stagnoso, contenente un poco d'iposolfito stagnoso e deponesi al fondo del vase un solfuro di stagno nero.

Iposolfito stagnoso. Questa combinazione è solubile nell'acqua. I sali stagnosi non vengono precipitati dagli iposolfiti solubili. Se s'introduce una foglia di stagno laminato nell'acido solforoso, essa diviene bruna semitrasparente, e acquista una consistenza gelatinosa dovuta alla esistenza dell'ossido stagnico formatosi; ma non contiene che leggere tracce di acido iposolforoso.

Nitrato stagnoso. Lo si prepara sciogliendo l'idrato stagnoso nell'acido nitrico diluito. La soluzione di questo sale non può concentrarsi, e facilmente si altera. Il sale si ossida sì al contatto dell'aria,

che quando riscaldasi, e fornisce in tal caso un sedimento gelatinoso di ossido stagnico. Secondo Berthollet, questo sedimento contiene talvolta un sottosale stagnoso. Si può credere che ottengasi pure del nitrato stagnoso sciogliendo il solfuro stagnoso nell' acido nitrico: ma, trattando lo stagno puro con quest' acido, non si forma che un idrato stagnico quando l'acido è concentrato: al contrario, allorchè è diluito così che il suo peso specifico non sia maggiore di 1,114, si ottiene un sale doppio composto di acido nitrico, di ossido stagnoso e di ammoniaca, in cui l'ammoniaca risulta dalla simultanea decomposizione dell'acido e dell'acqua. Questo sale si decompone facilmente come il sale stagnoso semplice.

Fosfito stagnoso. Precipitasi sotto forma d'una polvere bianca, ed insolubile. Disciogliesi nell'acido idroclorico, e questa dissoluzione è uno de'mezzi di ripristinazione i più potenti che offra la via umida, poichè l'acido e l'ossido tendono ad ossidarsi.

Carbonato stagnoso. L' acido carbonico non si unisce all'ossido stagnoso.

Ossalato stagnoso. Questo sale è bianco, polveroso, insolubile nell'acqua. Combinasi con un eccesso di acido per formare un sursale che si discioglie nell'acqua, e si può far cristallizzare con una lenta evaporazione. Lo stagno metallico si discioglie con isvolgimento di gas idrogeno nell'acido ossalico.

Borato stagnoso. È una polvere bianca, insolubile, che si precipita talvolta in piccoli grani cristallini. Il borato stagnoso si fonde difficilmente in un vetro opaco.

Acetato stagnoso. Lo si ottiene facendo digerire lo stagno coll'acido acetico, o, meglio anche, sciogliendo l'idrato stagnoso nell' acido acetico. Se versasi dell' alcoole nella dissoluzione evaporata a consistenza scilopposa, l'acetato deponesi in cristalli bianchi, trasparenti e solidi. L' aceto ed alcune sostanze vegetali acidule, che si conservano in vasi di stagno contenenti piombo, non intaccano che lo stagno, quando il piombo non ecceda un sesto del peso dello stagno; è, per-

altro, mestieri eccettuare quelle parti la cui superficie è in contatto coll'aria, poichè ambidue vengono egualmente intaccati.

Tartrato stagnoso. È poco solubile. L'acido tartrico scioglie facilmente lo stagno, e, quando avvicinasi al punto di saturazione, il tartrato precipitasi in piccoli aghetti cristallini.

Tartrato stagnoso-potassico. Il cremore di tartaro scioglie lo stagno, e forma coll'ossido stagnoso un sale doppio solubilissimo, ch'è difficile a cristallizzare, e che, al pari della più parte de'tartrati doppi, non viene precipitato nè dagli alcali caustici, nè dai carbonati alcalini. Il tartaro aggiunto al cloruro di stagno lo rende più adatto ad alcune sorta di tinture, probabilmente perchè si forma un tartrato di stagno, il quale non viene precipitato dall'alcali, quando si adoperano i mordenti alcalini.

Malato stagnoso. Questo sale è solubilissimo, non cristallizza e si risolve in liquore dopo essere stato diseccato.

Benzoato stagnoso. È poco solubile, e si precipita quando si versa a goccia a goccia un benzoato nel cloruro stagnoso.

Gallato stagnoso. Secondo Scheele, questo sale non esiste.

Formiato stagnoso. Dopo l'evaporazione, fornisce una gelatina; durante l'evaporamento precipitasi dell'ossido stagnico, e quando si versa dell'alcoole nella gelatina, si precipita una nuova quantità di quest'ossido.

Succinato stagnoso. Lo si ottiene sciogliendo lo stagno o l'ossido stagnoso nell'acido succinico. E' solubile, e cristallizza in tavolette sottili, larghe e trasparenti.

Gli *acidi metallici* vengono per la maggior parte decomposti dall'idrato stagnico del pari che dai sali stagnosi, e formansi de' sali stagnici a scapito d'una parte dell'acido.

b. Sali a base di ossido stagnico.

Solfato stagnico. Lo si ottiene sciogliendo l'idrato stagnico nell'acido solforico. Descrivendo le due modificazioni dell'ossido stagnico, ho indicato le principali proprietà che conosconsi in questo sale. E' probabile che l'ossido stagnico gelatinoso, ottenuto col versar dell'acqua sopra il sale stagnoso riscaldato, altro non sia che un sottosale stagnico, e nel tempo stesso si sciolga un sursale corrispondente nel liquore.

Nitrato stagnico. Lo si prepara sciogliendo l'ossido stagnico, precipitato con un alcali, nell' acido nitrico freddo fino a saturazione; quando adoprossi l'acido nitrico d'una certa forza, il sale si depone in pagliette cristalline di lucentezza setacea. Riscaldando questo sale, esso si decompone e precipita dell' ossido stagnico sotto forma gelatinosa, ma che non è la stessa modificazione dell' ossido ottenuto colla digestione dello stagno nell'acido nitrico.

Il *fosfato stagnico* non è conosciuto.

Fosfito stagnico. Precipita sotto forma d' una polvere bianca, insolubile, che fornisce dell'acqua quando calcinasi e si trasforma in fosfato stagnoso.

Il *clorato*, l'*iodato* ed il *borato stagnici* sono ignoti.

Il *carbonato stagnico* non esiste.

Acetato stagnico. E' solubile nell' acqua e dopo l' evaporazione fornisce una massa salina gelatinosa. Non si conosce l' azione che gli altri acidi vegetali esercitano sull'ossido stagnico.

Selenito stagnico. E' bianco, polveroso, insolubile nell'acqua: sciogliesi nell'acido idroclorico, precipitasi dalla dissoluzione quando questa si allunga di acqua. Sottomesso alla calcinazione, si decompone, fornisce dapprima dell'acqua, poi un sublimato di acido selenioso, e lascia per residuo dell'ossido stagnico puro.

Arseniato stagnico. Non venne esaminato.

Arsenito stagnico. E' una polvere insolubile, di apparenza gelatinosa, che non si altera quando calcinasi, e non entra in fusione che mediante un violento calore.

Cromato stagnico. E' una polvere insolubile, d'un bel color giallo-cedro.

Molibdato stagnico. E' grigio, polveroso, insolubile nell' acqua, solubile in bruno nella potassa caustica, in verde nell'acido idroclorico concentrato, in azzurro nell'acido diluito. L'acido nitrico non l'altera.

Tunstato stagnico. Non è conosciuto. Il precipitato azzurro, che formasi meschiando il tunstato potassico col cloruro stagnoso, è un *tunstato tunstico.*

C. *Solfosali di stagno.*

Lo stagno forma due solfobasi, la cui composizione è proporzionale a quella degli ossidi. Quanto al solfuro sottostagnoso, si ignora se in fatto possegga le proprietà d'una solfobase. I solfosali stagnosi son quasi tutti d'un bruno carico; i solfosali stagnici, al contrario, sono più chiari, spesso gialli e talvolta solubili nell'acqua.

Solfocarbonato stagnoso. E' un precipitato d'un bel bruno carico, che non si altera colla diseccazione.

Solfocarbonato stagnico. Forma un precipitato d' un arancio-pallido, che diviene arancio carico colla diseccazione.

Solfarseniato stagnoso. E' un precipitato castagno carico, che serba il suo colore diseccandosi. Il sal basico è affatto simile al sale neutro.

Solfarseniato stagnico. Forma sì allo stato neutro, che con eccesso di base, un precipitato mucillagginoso, d'un giallo pallido, difficile a feltrare. Allo stato secco è d'un bel giallo-arancio.

Solfarsenito stagnoso. Forma un precipitato d'un bruno-rossastro carico, il quale non cangia colore diseccandosi. E' infusibile e colla distillazione fornisce una parte del suo solfido arsenioso, lasciando per

residuo una massa grigia, porosa, di apparenza metallica, contenente arsenico e solfo.

Solfarsenito stagnico. E' un precipitato giallo, mucilagginoso, che diviene arancio diseccandosi, e fornisce una polvere d'un bel giallo. Nella distillazione comportasi come il precedente.

Solfomolibdato stagnoso. E' un precipitato nero.

Solfomolibdato stagnico. Forma un precipitato bruno, translucido, che diviene d'un grigio-bruno colla diseccazione.

Ipersolfomolibdato stagnoso. E' un precipitato bruno carico, che a poco a poco si altera all'aria, e si trasforma in ipersolfomolibdato stagnico.

Ipersolfomolibdato stagnico. E' rosso, e disciogliesi in piccola quantità nell'acqua. Il cloruro stagnico viene precipitato in rosso dall' ipersolfomolibdato potassico; ma il precipitato si ridiscioglie tosto e colorisce il liquore in rosso. Lasciando soggiornare il solfosale stagnoso nel liquore da cui precipitossi, vi si ridiscioglie in rosso, ma soltanto quando il liquore è a contatto coll'aria.

Solfotunstato stagnoso. Precipitasi in fiocchi bruni voluminosi.

Solfotunstato stagnico. Precipitasi in fiocchi d'un giallo-grigiastro.

Solfotellurato tristagnoso. E' un precipitato giallo-brunastro, che annerisce colla diseccazione.

Solfotellurato tristagnico. E' quasi nero al momento della precipitazione.

XXIII. *Sali di bismuto.*

Finora non si conosce che una serie di sali di bismuto. I sali bismutici sono senza colore, e l'acqua gli precipita. Il gas solfido idrico ne precipita il metallo in nero, e la infusione di noce di galla forma nella dissoluzione di questi sali un precipitato giallo arancio. Il rame e lo stagno precipitano il bismuto allo stato metallico.

A. *Sali aloidi di bismuto.*

Cloruro bismutico. Lo si ottiene sciogliendo l'ossido bismutico nell'acido idroclorico concentrato, e facendo evaporare il liquore fino al punto di cristallizzazione. Questo sale è volatile e può distillarsi. Riscaldandolo, cola come olio, ma si solidifica col raffreddamento. Si può anche preparar questo sale, distillando un miscuglio d'una parte di bismuto con due parti di cloruro mercurico.

Cloruro bismutico basico. Lo si ottiene versando una dissoluzione neutra di nitrato bismutico in una dissoluzione concentrata di sale marino, oppure versando dell'acido idroclorico sopra l'ossido bismutico e scacciando l'eccesso di acido coll'evaporazione. Questo sale non entra in fusione, allorchè si riscalda, ma sublimasi in parte, lasciando per residuo un sale surbasico. Meschiando una dissoluzione di bismuto nell'acido nitrico con una dissoluzione allungata di sal marino, si ottiene un precipitato di *cloruro bismutico surbasico.* Questo sale è leggerissimo e d'un bianco di neve. Adoprasi come *belletto* e si conosce sotto il nome di *bianco di belletto.* Se si opera la precipitazione mediante una dissoluzione d'acido idroclorico concentrata fino ad un certo punto, il sale forma delle pagliette di lucentezza iridescente; lo si chiama allora *bianco di perla.*

Bromuro bismutico. Lo si prepara riscaldando il bismuto in polvere nel vapore di bromo, finchè il metallo sia completamente saturato. Secondo Serullas, la combinazione avviene senza svolgimento di luce. Alla temperatura di 200°, il sale si fonde in un liquido rosso carico, che, raffreddandosi, diviene grigio e brillante come l'iodo. Il bromuro bismutico è poco volatile; per altro può sublimarsi. All'aria diviene giallo e combinasi con una certa quantità d'acqua. Da una maggior quantità d'acqua viene decomposto; si separa del bromuro basico, mentre rimane disciolto dell'acido idrobromico con pochissimo bromuro.

Ioduro bismutico. Lo si ottiene riscaldando lentamente l'iodo col

bismuto in polvere. Il sale è d'un arancio carico. La potassa caustica lo scioglie. Versando a goccia a goccia del cloruro bismutico in una dissoluzione allungata di ioduro sodico, formasi un precipitato castagno, che sembra essere un sale basico.

Fluoruro bismutico. Si discioglie nell'acqua e precipitasi durante l'evaporazione, sotto forma d'una polvere bianca.

Cianuro bismutico. Non si potè ancor ottenerlo allo stato isolato; il cianuro ferroso-potassico lo precipita allo stato di cianuro doppio ferroso bismutico.

Solfocianuro bismutico. Disciogliesi facilmente nell'acqua.

C. *Ossisali di bismuto.*

Solfato bismutico. Lo si ottiene sciogliendo l'ossido bismutico nell'acido solforico concentrato ed evaporando la dissoluzione fino a secchezza. L'acqua lo decompone in *sursale* solubilissimo, che cristallizza, dopo l'evaporazione, in aghetti deliquescenti, ed in *sottosale* che rimane indisciolto. Quest' ultimo viene decomposto colla calcinazione. Contiene tre volte altrettanta base del sale neutro.

Solfito bismutico. Questo sale forma una polvere insolubile nell'acqua e in un eccesso di acido solforoso; riscaldato fino al rovente abbandona il suo acido.

Nitrato bismutico. Lo si ottiene sciogliendo il bismuto nell' acido nitrico. La soluzione si opera con tanta violenza, che, versando una piccola quantità d'acido concentrato e fumante sopra il bismuto in polvere fina, questo si riscalda fino al rovente. Sciogliendo il metallo nell'acido men concentrato, si ottiene un liquido senza colore che cristallizza col raffreddamento in prismi quadrilateri. Questo sale viene decomposto come il precedente, quando ci si aggiunge dell'acqua; rimane un *sale acido* nella dissoluzione, e si precipita un *sale basico* sotto forma d' una polvere bianca. Stillando il sale neutro cristallizzato, si ottiene dell' acido nitrico liquido e scolorito, e un sottosale che rima-

ne nella storta; ma ad una temperatura più elevata il sottosale si decompone del pari e lascia dell' ossido bismutico. Se scrivesi sopra la carta con una dissoluzione saturata di bismuto nell' acido nitrico, la scrittura è invisibile dopo il diseccamento; ma immergendo la carta nell' acqua, i caratteri appaiono, perchè si forma un sale basico più bianco della carta. Il *sale basico* che si ottiene allungando d' acqua una dissoluzione di bismuto, è sempre leggermente solubile nell'acqua, e la dissoluzione ha questa particolarità, che, riscaldandola, il sottosale disciolto deponesi in cristalli brillanti, semitrasparenti. Ottiensi questo medesimo sale facendo bollire una dissoluzione di bismuto nell' acido nitrico con più bismuto che l'acido non ne può neutralizzare. Questo sale basico venne considerato altra volta come un ossido di bismuto, e chiamossi *magistero di bismuto.* Nè l'ammoniaca, nè l' acqua di calce lo decompongon del tutto. Si dice che questo sale (ed in generale tutti i sottosali bismutici) si annerisce esposto alla luce del sole ed ai vapori combustibili. Io conobbi esser ciò vero; ma, secondo Klaproth, i sali preparati col bismuto scevro da ogni miscuglio di argento, non posseggono questa proprietà; e siccome le miniere di bismuto sono accompagnate assai spesso da piccole quantità d' argento, è probabile che un tale fenomeno derivi dall'argento. Il sottonitrato bismutico, preparato con materie purissime e ben lavato con acqua stillata, è d' un bel bianco; chiamasi pure *bianco di belletto*, e si adopera come *belletto.* Pretendesi anco che renda la pelle più liscia.

Fosfato bismutico. Lo si prepara facendo digerire l' ossido bismutico coll' acido fosforico. Dietro gli assaggi di Wenzel, forma da un canto un sale solubile che cristallizza colla evaporazione, e dall' altro una polvere bianca insolubile che si fonde al cannello in un vetro opaco e latteo, e si decompone quando calcinasi col carbone in polvere.

Fosfito bismutico. Preparato per doppia decomposizione, precipita sotto forma d'una polvere bianca, insolubile nell'acqua.

Iodato bismutico. È un precipitato bianco, insolubile.

Carbonato bismutico. Forma una polvere bianca, che non si discioglie nell' acqua saturata d' acido carbonico. Lo si ottiene versando a goccia a goccia il nitrato bismutico in una dissoluzione di carbonato potassico. Contiene un eccesso di base, e si usa in medicina.

Ossalato bismutico. Lo si ottiene sotto forma d'una polvere bianca, trattando l'idrato bismutico coll' acido ossalico. Quando si versa una dissoluzione concentrata di acido ossalico in una soluzione di nitrato bismutico, l'ossalato deponesi dopo qualche tempo in piccioli grani cristallini.

Borato bismutico. È insolubile nell'acqua.

Acetato bismutico. Il miglior metodo di prepararlo è meschiare una dissoluzione di acetato potassico, concentrata e calda, con una dissoluzione ugualmente calda e concentrata di nitrato bismutico. Durante il raffreddamento, l' acetato cristallizza in pagliette somiglianti a quelle che forma l'acido borico. L' ossido bismutico si discioglie nell'aceto concentrato, ma il sale rimane acido, e non si può farlo cristallizzare. Il nitrato bismutico perde la proprietà di venire precipitato dall'acqua allorchè vi si aggiunga dell'aceto.

Tartrato bismutico. Precipita in grani cristallini e trasparenti.

Benzoato bismutico. È solubilissimo, cristallizza in aghetti bianchi, inalterabili all'aria e solubili in piccola quantità nell'alcoole.

Gallato bismutico. E' una polvere gialla, che si discioglie nell'acido nitrico concentrato.

Formiato bismutico. È solubile nell'acqua e cristallizzabile.

Succinato bismutico. E' solubile nell'acqua, forma de' cristalli lamellosi e non viene precipitato dagli alcali.

Arseniato bismutico. E' insolubile nell'acqua e nell' acido nitrico; l'acido idroclorico, al contrario, lo scioglie. È poco fusibile; stillato col carbone in polvere, fornisce un sublimato d'arsenico, e lascia per residuo del bismuto contenente un poco di arsenico.

Cromato bismutico. È insolubile nell' acqua e d' un bel color giallo.

Molibdato bismutico. È una polvere giallo-chiara, solubile negli acidi forti.

C. *Solfosali di bismuto.*

Solfocarbonato bismutico. Precipitasi sotto forma d'una polvere d'un bel bruno carico, che si discioglie in un eccesso del precipitante e comunica alla dissoluzione un bel color rosso-bruno.

Solfarseniato bismutico. Forma allo stato neutro ed allo stato basico, de' precipitati d' un bruno carico, che si somigliano perfettamente e si disciolgono in un eccesso del precipitante.

Solfarsenito bismutico. È un precipitato bruno-rossastro, che colla diseccazione annerisce. Allo stato di polvere è d' un bruno-nerastro. Entra facilmente in fusione: fornisce ad una temperatura elevata del solfido arsenioso, e lascia una massa fusa che più non si altera. È grigia, dotata di splendore metallico e d' una spezzatura cristallina; fornisce una polvere grigia, metallica, ch'è un solfarsenito basico.

Solfomolibdato bismutico. È un precipitato bruno carico.

Il *solfotunstato* e il *solfotellurato bismutici* sono dei precipitati di un bruno carico che anneriscono diseccandosi.

XXIV. *Sali di urano.*

L' urano forma due serie di sali: l' una comprende i sali uranosi che sono verdi; l'altra i sali uranici che sono d' un bel giallo. Le proprietà generali de' sali di urano son le seguenti. Il lor colore è giallo o verde; gli alcali caustici vi formano de' precipitati dello stesso colore che ha la dissoluzione: hanno un sapore soltanto astringente; vengono precipitati in rosso-bruno dal cianuro ferroso-potassico, in bruno-cioccolatto dalla infusione di noce di galla, ed in nero dai solfoidrati. Varii di questi sali si disciolgon nell'etere e nell'alcoole, ed allora i sali gialli inverdiscono al sole e passano ad un minor grado di ossidazio-

ne. Alcuni sali di urano imbruniscono la carta di curcuma, siccome fanno gli alcali. Poco conosconsi i sali uranosi: soltanto si sa ch' essi esistono, che l' ossido uranoso calcitato sciogliesi difficilissimamente negli acidi, e ch' è verde la lor dissoluzione. I sali uranici son meglio conosciuti. Ma in generale si può dire che i sali di urano vennero poco ancora studiati. In fatto, prima di Arfvedson, non si conosceva alcun mezzo per ottenere l'ossido uranico libero da ogni combinazione colle basi, in guisa che i sali descritti possono esser benissimo sali doppii.

A. *Sali aloidi di urano.*

Cloruro uranoso. È solubile nell' acqua, e fornisce una dissoluzione verde di consistenza scilopposa, che non cristallizza.

Cloruro uranico. Secondo Arfvedson, il sale puro non si può ottenere allo stato cristallizzato. Buchholz avea già annunziato ch' esso cristallizzava in tavole giallo-verdastre, quadrangolari, che attraevano facilmente l'umidore atmosferico. Questo sale disciogliesi facilmente nell'acqua, nell'alcoole e nell'etere. Lasciando una dissoluzione nell' etere esposta al sole, essa s'intorbida e diviene d'un verde-prato, e dopo alcune settimane deponesi una dissoluzione concentrata di cloruro uranoso avente la consistenza di un estratto chiaro, di colore verde-nerastro.

Cloruro uranico-potassico. Esso forma un sale doppio di ragguardevole bellezza, che cristallizza, quando si evapora la dissoluzione fino a consistenza di sciloppo. Questo sale contiene dell'acqua, disciogliesi facilmente nell' alcoole, e sostiene un leggero calore rovente; il cloro vi è ugualmente scompartito fra il potassio e l'urano.

Il *fluoruro uranoso* non si conosce.

Il *fluoruro uranico* è solubilissimo, non cristallizza, fiorisce agli orli, e lascia, dopo essersi diseccato spontaneamente, una massa bianca, polverosa, che sciogliesi nell'acqua senza alterarsi.

Il *cianuro d'urano* forma una polvere giallo-chiara, insolubile nell'acqua.

Il *solfocianuro d'urano* è solubilissimo nell'acqua.

B. *Ossisali d' urano.*

Solfato uranoso. Lo si ottiene sciogliendo l' ossido uranoso nell'acido solforico concentrato; fornisce colla evaporazione cristalli verdi prismatici.

Solfato uranoso-potassico. È un sale verde-grigiastro, insolubile o poco solubile nell'acqua.

Solfato uranico. Secondo Buchholz, cristallizza in prismi d' un giallo puro, quando abbandonasi la sua dissoluzione all' evaporamento spontaneo. Esige per disciorsi $\frac{5}{8}$ del suo peso di acqua fredda e la metà d'acqua bollente; disciogliesi pure in 20 parti d'alcoole bollente e in 25 d'alcoole freddo. La dissoluzione s' intorbida al sole, divien verde ed acquista un odore etereo. Nel tempo stesso si separa un precipitato verde-grigiastro, che acquista un colore verde-prato durante la diseccazione, e sembra essere un sottosolfato uranico. In tal caso l'alcoole abbandona tutto l'urano ch'esso teneva disciolto e non contiene più che etere ed acido solforico. Secondo Buchholz il solfato uranico cristallizzato fiorisce all'aria calda, e riducesi in una polvere gialla, perdendo 14 per 100 del suo peso.

Solfato uranico-potassico. Questo sale doppio sembra esistere allo stato neutro ed allo stato acido. Più d'ordinario è neutro, e le sue due basi contengono la quantità stessa di ossigeno. Questo sale è solubilissimo nell'acqua; forma piccioli cristalli, non si discioglie nell'alcoole, e non viene decomposto colla calcinazione. In un altro sal doppio cristallizzato, l'urano è combinato con una volta e mezzo altrettanto ossigeno ed acido solforico esistenti nel potassio della potassa. In tal caso l'alcoole discioglie un terzo del solfato uranico, lasciando per residuo il sale precedente.

Nitrato uranico. Con una lenta evaporazione cristallizza in grandi tavole gialle; il color de' cristalli più voluminosi è d' un giallo-verdastro. All'aria secca leggermente fiorisce; all'aria umida si risolve in liquore. Alla temperatura ordinaria dell'atmosfera, una parte d'acqua ne scioglie due di questo sale, e tre parti e un terzo di sale disciolgonsi in una parte di alcoole anidro. Ad un moderato calore questa dissoluzione si decompone, formasi dell'etere nitroso, e si separa un precipitato giallo, la cui composizione non venne esaminata. L'etere scioglie questo sale facilmente ed in gran quantità. Alla luce del sole la soluzione inverdisce a poco a poco, l'etere si trasforma in etere nitroso, e raccogliesi alla parte inferiore del vase una dissoluzione di urano, color verde-prato, mentre molto ossido uranoso si precipita in nero. L'ossido uranico forma pure un sale *acido* coll'acido nitrico; questo sale cristallizza più facilmente ed è meno solubile del sale neutro. Fiorisce all' aria. Riscaldando il nitrato uranico finchè si svolga dell'ossigeno ed un poco di acido nitroso, rimane un miscuglio d' una massa salina, gialla, solubile nell'acqua, ch'è un nitrito uranico, e d'un sale giallo, polveroso, insolubile, che sembra essere un sottonitrato uranico. Questa polvere insolubile è composta, secondo Buchholz, di 92 parti di ossido uranico e di 8 parti di acido nitrico.

Fosfato uranico. È giallo, fioccoso, poco solubile nell'acqua, e si discioglie in un eccesso di acido fosforico. Questo sale precipitasi quando trattasi l'acetato uranico coll'acido fosforico.

Fosfato uranico-calcico sesquibasico. Incontrasi nel regno minerale cristallizzato in tavole gialle micacee; i mineralogisti chiamaronlo *uranite.* Questo sale contiene dell'acqua di cristallizzazione, che svolgesi nella calcinazione, senza che per ciò l' ossido uranico sia ridotto allo stato di ossido uranoso. In questo sale l' ossido uranico contiene due volte, e l'acqua otto volte altrettanto ossigeno che la calce.

Carbonato uranico. Lo si ottiene precipitandolo col carbonato potassico, ma non tarda a lasciare l'acido carbonico; e dopo essere stato lavato, non ne rimane che tracce con una porzione del precipitan-

te. Passa allora attraverso il feltro sotto forma d'una dissoluzione torbida.

Carbonato uranico-potassico. Lo si ottiene sciogliendo l' ossido uranico di fresco precipitato nel bicarbonato potassico. Durante l'evaporazione spontanea, il sale deponesi in piccoli cristalli d' un giallo di cedro, che vengono decomposti colla calcinazione e forniscono dell'uranato e del carbonato potassici.

Ossalato uranico. È poco solubile, e si precipita meschiando una dissoluzione concentrata di acido ossalico con un sale uranico neutro. Contiene 13 $\frac{1}{2}$ per 100 d'acqua di cristallizzazione il cui ossigeno sta a quello dell'ossido come 3 : 1. Una dissoluzione di urano diluita con acqua non viene precipitata dall'ossalato potassico.

Il *borato uranico* è insolubile e d'un color giallo-pallido.

Acetato uranico. Cristallizza in prismi retti a quattro piani, sottili e d'un giallo di topazio, che abbandonano l'acido quando riscaldansi, e lasciano per residuo dell' ossido uranico che ha la stessa forma all'incirca de' cristalli.

Tartrato, citrato e *benzoato uranici.* Sono combinazioni gialle, poco solubili.

Selenito uranico. È una polvere gialla di cedro, che svolge dell'acido selenioso quando calcinasi, e lascia un residuo di ossido uranoso; il *biselenito* diseccasi in una vernice trasparente, d' un giallo-pallido, che divien bianco, opaco e cristallino quando scacciasi l' acqua che contiene.

Arseniato uranico. Forma una polvere insolubile, d' un giallo-chiaro.

Cromato uranico. Lo si ottiene sciogliendo il carbonato uranico nell'acido cromico. La dissoluzione è gialla, e fornisce, con una lenta evaporazione, cristalli d'un rosso di fuoco, che, secondo John, si fondono senza decomporsi, quando lentamente calcinansi, e lasciano, ridisciogliendosi nell'acqua, una piccolissima quantità d'ossido cromico meschiata con ossido uranoso.

Molibdato e tunstato uranici. Sono d'un giallo-chiaro (secondo Richter, il primo è d'un bianco-brunastro), e disciolgonsi negli acidi forti e nel carbonato ammonico.

C. *Solfosali di urano.*

V' ha ogni ragione di credere che l'urano formi due solfobasi; ma quella che sarebbe corrispondente all'ossido uranoso, non venne peranco studiata. Il solfuro uranico forma delle combinazioni, alcune solubili, per la più parte brune o d'un giallo carico.

Solfocarbonato uranico. Forma un liquido trasparente, bruno carico, che a poco a poco s' intorbida, e depone un precipitato bruno-grigiastro pallido, che sembra essere un *solfocarbonato uranoso*. Il liquore rimane giallo.

Solfarseniato uranico. Fornisce un precipitato giallo-lordo; quello formato dal sale basico è un poco più carico. Tutti e due si disciolgono in un eccesso del precipitante, al quale comunicano un bel colore giallo-brunastro carico. Il precipitato è giallo carico allo stato secco.

Solfarsenito uranico. È un precipitato giallo carico, che, dopo la diseccazione, trae un poco al verde, e la cui polvere è d' un giallo chiaro lordo. Riscaldato, fondesi per metà, ed abbandona una parte del suo solfido arsenioso; dopo una calcinazione al rovente bianco, assai prolungata nell'apparato distillatorio, lascia una massa porosa, d'un bruno-grigiastro, che non provò fusione, la cui polvere è affatto simile a quella che forma l' urano ripristinato. Contiene arsenico e solfo; sembra essere un sal basico.

Solfomolibdato uranico. È un precipitato bruno carico, che non cangia diseccandosi.

Ipersolfomolibdato uranico. Forma un precipitato polveroso, rosso ed opaco.

XXV. *Sali di rame.*

Il rame forma due serie di sali. I *sali rameosi* vennero poco esaminati. Sono insolubili la maggior parte nell' acqua. Allo stato umido assorbono l' ossigeno dell' aria, e si trasformano in sottosali rameici. Versando sovr'essi della potassa caustica, divengono gialli; l'ammoniaca gli scioglie senza rimaner colorita, e all' aria le soluzioni tosto divengono azzurre.

I *sali rameici* sono d'un bel colore azzurro o verde; il sapore n'è aspro, metallico, disaggradevole. Formano con un eccesso d' ammoniaca, dissoluzioni di un bello azzurro carico. Il cianuro ferroso-potassico gli precipita in bruno-rossastro; il gas solfido idrico ed i solfoidrati gli precipitano in nero. Coi sali ammonici formano quasi tutti de'sali doppii, solubili in un eccesso di ammoniaca. Il ferro e lo zinco precipitano il rame allo stato metallico dalle sue dissoluzioni.

A. *Sali aloidi di rame.*

Cloruro rameoso. Lo si ottiene unendo il cloruro rameico con un poco di acido idroclorico, e facendo digerire il miscuglio in un vase ben chiuso unitamente a del rame; a poco a poco il cloruro rameoso deponesi in cristalli bianchi granellosi. Questo sale formasi pure riscaldando il cloruro rameico in una storta: nella quale sperienza si svolge dapprima dell' acqua, poscia del cloro; alla fine rimane una massa carica che fondesi in un liquido bruno, ed è allora un cloruro rameoso anidro. Si può anche preparar questo sale mescendo due parti di cloruro mercurico con una di limaglia di rame, e riscaldando il miscuglio in un vase distillatorio; svolgesi del mercurio con piccola quantità del sale in eccesso, e nella storta rimane una massa fusa, che non è volatile, e diviene dopo il raffreddamento trasparente e d'un giallo di succino. Boyle, che fece la scoperta di questo composto,

chiamollo *resina di rame.* Pretendesi che si ottenga del pari esponendo alla luce del sole il cloruro rameico disciolto nell' alcoole, o mescendo il cloruro rameico con una dissoluzione di cloruro stagnoso. Il cloruro rameoso disciogliesi in bruno nell' acido idroclorico concentrato, e l'acqua lo precipita dalla dissoluzione, sotto forma di una massa bianca, pesante. Il color bruno non è proprio di questo sale, ma, secondo Colin, deriva da una porzione di cloruro rameico privato della sua acqua di cristallizzazione dall' acido concentrato. Continuando a far digerire il cloruro rameico col rame in vasi ben chiusi, ottiensi un liquido trasparente e senza colore. Il sale precipitato dall'acqua, non si può diseccar che nel vuoto. All' aria atmosferica si ossida, trasformasi in cloruro rameico basico, ed acquista un color verde. Disciogliesi nell'ammoniaca; la dissoluzione è senza colore e, all'aria, inazzurra. Se versasi sopra questo sale una dissoluzione di solfato ferroso, il rame viene ripristinato allo stato metallico. E' probabile che il miglior metodo di ottener gli ossisali rameosi sia decomporre il cloruro rameoso coi sali argentici neutri. Volendo prepararli direttamente, trattando l' ossido rameoso cogli acidi, si ottengono de'sali rameici e del rame metallico.

Cloruro rameico (muriato di rame). Lo si prepara disciogliendo l' ossido rameico nell' acido idroclorico. Fornisce una dissoluzione verde, che cristallizza dopo l' evaporazione in piccoli aghetti verdi, solubilissimi nell' alcoole. Questi aghetti, esposti all' azione del calore, entrano in fusione, perdono la loro acqua di cristallizzazione e forniscono una massa bruno-giallastra, polverosa, che all' aria ripiglia la sua acqua e il suo color primitivo. Ad una temperatura più elevata il sale viene decomposto, si svolge del cloro e rimane un cloruro rameoso. Secondo Faraday, il sale anidro assorbe rapidamente il gas ammoniaco e rigonfiasi in una massa azzurra, polverosa, solubile nell' acqua, che fondesi per l' azione del calore, ed abbandona il gas ammoniaco. Una dissoluzione allungata di questo sale può servire di inchiostro simpatico. La scrittura asciutta

ed invisibile acquista un color giallo allorchè si riscalda; ma poscia il colore non isparisce del tutto, poichè il calore scaccia una piccola porzione di acido, per cui si forma un sale basico. Ottiensi pure quest' inchiotro simpatico sciogliendo nell' acqua uguali parti di solfato rameico e di sale ammoniaco. Una dissoluzione alcoolica di questo sale, in cui si metta un po' di cotone che poi si accenda, arde con bella fiamma verde.

Cloruro rameico tribasico. Lo si ottiene precipitando incompletamente il cloruro rameico colla potassa caustica. Forma una polvere verde, mucillagginosa che, diseccata ed esposta ad un dolce calore perde la sua acqua di cristallizzazione e diviene d'un bruno di fegato. Si ritrovò questo sale al Chilì, come un minerale cristallizzato. Si adopra in pittura; lo si prepara a tal uopo umettando, di tempo in tempo, delle foglie di rame, tagliate in pezzi, coll' acido idroclorico o con una dissoluzione di sale ammoniaco. Il rame combinasi allora per l' influenza del liquore, col cloro, e quand' è coperto d' una bastante quantità di colore, ci si versa dell' acqua, per togliere il colore che poscia si secca. D' ordinario si chiama *verde di Brunswick*, ed è attissimo a dipingere quegli oggetti che debbono rimanere esposti all' aria ed al sole.

Il cloruro rameico forma co' *cloruri potassico* e *ammonico* dei sali doppi che sono bruni allo stato anidro, disciolgonsi nell' acqua e si depongono dalla dissoluzione in cristalli azzurri contenenti acqua combinata.

Ioduro rameoso. E' una polvere bianca insolubile nell' acqua, che diviene gialla colla calcinazione, e non è sensibilmente decomposta dal gas idrogeno in cui si riscaldi fino al rosso nascente. Meschiando l' ioduro rameoso coll' ossido ferrico, manganico o rameico, ed esponendo l'intimo miscuglio ad un forte calore rovente, il sale abbandona l' iodo, ed il rame passa allo stato di ossido rameoso.

Ioduro rameico. Questo sale non sembra esistere, o almeno la

sua esistenza dipende da affinità debolissime; poichè, meschiando la dissoluzione di un sale rameico colla dissoluzione di un ioduro alcalino, precipitasi dell' ioduro rameoso, e dell' iodo è reso libero nel liquore. Per altro rimane nella dissoluzione una piccola parte di ioduro rameico, poichè, se si aggiunge al liquore un sale ferroso, prima di operare la precipitazione, il liquore non si carica di iodo libero, e quando nulla più si precipita, è verde e fornisce, mediante la digestione con rame finissimamente polverizzato, una nuova quantità di ioduro rameoso. L'ioduro rameico sembra formare coll'ossido rameico un sale basico verde. Ignorasi se esso formi sali doppii cogli ioduri alcalini; però l' esistenza di questi sali è probabile.

Fluoruro rameoso. Questo sale producesi allorchè si versa dell'acido idrofluorico sull' idrato rameoso. Questo diviene all'istante rosso come rame metallico, e non si discioglie in un eccesso di acido. Per evitare che questo sale assorba ossigeno è d' uopo lavarlo rapidamente coll'alcoole, premerlo fra doppii di carta e diseccarlo. Riscaldandolo, entra in fusione e sembra nero; ma, raffreddandosi diviene d' un rosso-cinabro. Esposto ancor umido all' azione dell' aria, dapprima ingiallisce, poichè si forma del fluoruro rameico mentre la metà del rame passa allo stato d' idrato rameoso, il cui color giallo predomina; quando l' idrato rameoso assorbe più ossigeno e convertesi in ossido rameico, si forma del fluoruro rameico basico e la massa diviene verde. Il fluoruro disciogliesi in nero nell'acido idroclorico. L'acqua lo precipita in bianco, e quando è in massa, è roseo.

Fluoruro rameico. E' di un azzurro chiaro e poco solubile nell' acqua. Introducendo il carbonato rameico nell' acido idrofluorico, l' ossido rameico sciogliesi completamente e con effervescenza. Se aggiungesi al liquore una nuova dose di carbonato, precipitasi una polvere salina pesante. Il liquore continua a scacciare l' acido carbonico dalle nuove porzioni di carbonato che vi si aggiungono, e formasi un sale insolubile che si converte in sale basico quando

riscaldasi. Evaporando il liquore azzurro acido, si ottiene una crosta salina, azzurra ed irregolare, che non diviene più regolare, nè meno con una evaporazione più lenta. Evaporando il liquore, l' acido libero, che teneva il sale disciolto, si svolge. Versando una piccola quantità d' acqua sul sale cristallizzato , disciogliesi lentamente e senza decomporsi ; diluendo la soluzione, o facendola digerire, il sale si decompone, il liquore divien acido, e resta un sale basico indisciolto. Il fluoruro rameico cristallizzato contiene acqua di cristallizzazione il cui ossigeno sta alla quantità dell' ossigeno necessario a trasformare il rame in ossido rameico, come 2 : 1. Il sale *basico* è verde, polveroso, insolubile nell' acqua. Il rame è ugualmente scompartito tra il fluoro e l' ossigeno, e contiene una quantità d' acqua il cui ossigeno è uguale alla metà di quello dell' ossido rameico. Le proprietà di questi sali somigliano a quelle dei sali di nichelio e di cobalto.

Fluoruro rameico-potassico. Forma cristalli granellosi, d' un giallo-pallido, solubilissimi nell' acqua.

Fluoruro rameico-alluminico. Cristallizza colla evaporazione spontanea in prismi di un azzurro-verdastro pallido, che si disciolgono completamente nell'acqua, ma con molta lentezza. L'ammoniaca ne precipita una combinazione di allumina e di ossido rameico, alla quale la stessa ammoniaca non può togliere l' ossido rameico.

Fluoruro borico-rameico. Lo si ottiene precipitando il fluoruro borico-baritico col solfato rameico, feltrando il liquore ed evaporandolo ad un dolce calore. Il sale non cristallizza che quando la dissoluzione giunse a consistenza di sciloppo, ed allora rappigliasi in una massa cristallizzata in aghetti, di color azzurro chiaro, che attrae rapidamente l' umidore dell' aria.

Fluoruro silicico-rameoso. È una polvere insolubile, d'un rosso di rame, che ha lo stesso aspetto e comportasi nella medesima guisa del fluoruro rameoso.

Fluoruro silicico-rameico. Sciogliesi facilmente nell' acqua e

fornisce, coll'evaporazione, de'cristalli azzurri, trasparenti, che affettano la forma di romboedri o di prismi esaedri e fioriscono all'aria. Il sale cristallizzato contiene acqua combinata, il cui ossigeno è settuplo della quantità necessaria a trasformare il rame in ossido rameico, ed il sale fiorito ritiene una proporzione di acqua il cui ossigeno è cinque volte questa quantità.

Fluoruro titanico-rameico. Lo si prepara meschiando i due sali. Forma aghetti d' un verde azzurrastro pallido, solubilissimi nell' acqua, che si decompongono in parte disciogliendosi.

Cianuro rameoso. Questo sale ha origine quando si tratta l' idrato rameoso coll' acido idrocianico. E' bianco, e forma coll' ammoniaca una dissoluzione scolorita.

Cianuro rameoso-potassico. Secondo Ittner, il cianuro potassico scioglie il cianuro rameico, e forma con esso una dissoluzione d' un giallo-chiaro. Ma L. Gmelin ritrovò che, in tal caso, il sale rameico viene trasformato in sale rameoso, e il cianogeno viene o reso libero o decomposto. Evaporando la dissoluzione saturata, si ottengono piccoli cristalli prismatici, gialli e trasparenti, d'un sapore amaro e metallico. Esposto all'azione del calore, questo sale perde un po' d' acqua e diviene bianco, poi fondesi in un liquido, che è azzurro veduto per trasparenza, e bruno veduto per riflessione. Non viene decomposto al rosso nascente. Gli alcali non hanno azione sovr' esso; gli acidi ne precipitano del cianuro rameoso, che si discioglie in un eccesso di acido con isvolgimento di acido idrocianico. Il gas solfido idrico lo decompone difficilmente e ne precipita del solfuro rameoso. Meschiando la soluzione di questo sale colla dissoluzione d' un sale metallico, il metallo disciolto prende il luogo del potassio, e formasi un cianuro doppio, nel quale il rame è uno de' metalli. L'*oro* forma nella soluzione del cianuro rameoso-potassico un precipitato verde il quale diviene verde-giallastro. L'*argento* vi produce un precipitato bruno-nerastro, cui l' acido nitrico toglie il rame, di guisa che il colore del precipitato

diviene più chiaro ed alla fine bianco; allor non rimane che un cianuro argentico. Il cianuro rameoso-potassico precipita i sali *ferrosi* in giallo-verdastro; il precipitato ch' esso produce ne' *sali ferrici* non è che un miscuglio di ossido ferrico e di cianuro rameoso. Il precipitato che si ottiene col *piombo* è d' un verde-chiaro; lo *zinco*, il *bismuto* ed il *manganese* vengono precipitati in giallo-chiaro. Gli acidi decompongono tutti questi precipitati, e gli disciolgono con isvolgimento di acido idrocianico; il cianuro doppio rameoso e ferroso fornisce del cianuro ferroso che diviene azzurro all' aria. I precipitati che danno i sali *stagnosi* e *stagnici* consistono in un semplice miscuglio di cianuro rameoso e di ossido stagnico. La proporzione relativa fra il rame e gli altri metalli che formano questi cianuri doppi, non venne ancora determinata esattamente.

Secondo L. Gmelin esiste un altro cianuro rameoso-potassico, il quale è bianco. Lo si ottiene precipitando il solfato rameico col cianuro potassico, e lavando il precipitato fino a che sia divenuto d' un giallo-canarino coll' ossidazione. Disciogliesi allora nel cianuro potassico, e si abbandona il liquore all' evaporazione spontanea. Si ottengono in questa guisa de' prismi romboidali, senza colore, trasparenti, che non contengono punto di acqua, entrano facilmente in fusione e crepitano leggermente. Il sale fuso somiglia al sale doppio precedente. Non si conosce peranco la differenza che esiste nella composizione di questi due sali.

Cianuro rameico. Lo si ottiene versando dell' acido idrocianico sopra l' idrato rameico. Il carbonato rameico viene del pari decomposto dall' acido idrocianico. La combinazione è polverosa, d' un giallo carico, insolubile nell'acqua, solubile nell'acido idroclorico, e viene precipitata dall'acqua in questa dissoluzione. Mescendo il nitrato rameico col cianuro ammonico, svolgesi del gas cianogeno, e formasi un precipitato di un verde-giallastro vivo, che non cangia colore quando diseccasi con precauzione. Se lo si fa bollire nell' a-

cqua, alcuni istanti dopo la precipitazione, diviene d'un giallo-isabella.

Cianuro ferroso-rameico. Viene precipitato dal cianuro ferroso-potassico sotto forma di bella polvere bruna, che può adoprarsi in pittura. Non si discioglie negli acidi e soltanto in parte nell' ammoniaca; la potassa caustica lo decompone. L' acido solforico concentrato e freddo gli comunica un color bianco che ripassa al bruno quando si diluisce il liquore. Il cianuro ferroso-potassico è un reagente tanto sensibile per iscuoprire i sali di rame, ch' esso ci svela la esistenza d' una parte di rame disciolta in 60,000 parti di liquido.

Solfocianuro rameoso. Lo si ottiene sotto forma d' una massa insolubile, facendo digerire l'idrato rameoso col solfocianuro potassico, mentre al miscuglio si aggiungono piccole porzioni di un acido, con la precauzione di non metter un eccesso di quest' ultimo. La combinazione è bianca, insolubile nell'acqua e negli acidi; l'acido idroclorico, anche bollente, esercita poca azione sovr' essa. È assai combustibile. La potassa caustica ne separa dell' idrato rameoso.

Solfocianuro rameico. Disciogliesi in verde nell' acqua. Varii corpi disossidanti lo decompongono: essi precipitano il solfocianuro rameoso, e rendono libero l' acido idrosolfocianico che si discioglie nel liquore. Entrano in questo numero i sali rameosi, ferrosi e stagnosi, l' acido solforoso e i solfiti.

B. *Ossisali di rame.*

a. *Sali a base di ossido rameoso.*

Solfato rameoso. Trattando il rame coll'acido solforico concentrato, rimane indisciolta una polvere nera che, lavata e seccata rapidamente disciogliesi nell'acido nitrico con isvolgimento di gas ossido nitrico, e sembra essere un solfato rameoso.

Solfito rameoso. Se versasi l'acido solforoso sull' ossido rameico, si forma del solfato rameico che si discioglie e del solfito rameoso che rimane indisciolto sotto forma d'una polvere cristallina, di un bel color rosso. Si ottiene pure questo sale precipitando il solfito potassico o sodico al calore dell' ebollizione col solfato rameico. Facendo bollire il solfato rameoso lungo tempo nell'acqua si perviene a torgli tutto l' acido.

Solfito rameoso-potassico. Questo sale doppio si precipita sotto forma d' una polvere gialla, quando si meschiano dissoluzioni moderatamente allungate di solfito potassico e di nitrato rameico. Viene esso decomposto con un lavacro lungo tempo continuato, e prontissimamente allorchè lo si fa bollire coll'acqua che scioglie del solfito potassico, e lascia il sale rameoso colorito in rosso, di guisa che questo si precipita solo da una soluzione calda. La sua formazione dipende da ciò, che una parte dell'acido solforoso convertesi in acido solforico a scapito dell' ossido rameico. Secondo Chevreul, la potassa ci contiene due volte altrettanto ossigeno dell' ossido rameoso.

Iposolfito rameoso. Secondo Herschel, lo si ottiene facendo digerire un iposolfito solubile col carbonato rameico. Questo sale è solubile nell' acqua, senza colore, d'un sapor dolce, da ultimo simigliante a quello del succo di liquirizia; l' ammoniaca non lo precipita, nè lo colora, a meno che non si dia accesso all' aria, nel qual caso la soluzione tosto diviene azzurra.

Carbonato rameoso. Lo si ottiene, secondo Colin, versando a goccia a goccia una dissoluzione di cloruro rameoso, disciolto coll' acido idroclorico, in una dissoluzione di carbonato sodico. Formasi un precipitato giallo, che si disecca nel vuoto sopra un vase contenente acido solforico. All' aria questo sale si ossida a poco a poco, e trasformasi in sottocarbonato rameico, ma si conserva benissimo in vasi chiusi.

Acetato rameoso. Lo si ottiene stillando l'acetato rameico, nel-

la quale sperienza il sale rameoso sublimasi in una massa voluminosa, bianca, simile alla neve. All' aria si decompone prontamente èd acquista un color verde. Talvolta il verderame, o sottoacetato rameico del commercio, contiene in miscuglio dell' acetato rameoso, e da questo sale proviene il residuo rosso d' ossido rameoso che formasi assai spesso allorchè si discioglie il verderame nell' aceto stillato, poichè il sale rameoso cede durante la digestione il suo acido all' ossido rameico del sottosale, essendo questo una base più forte dell' ossido rameoso.

Selenito rameoso. E' bianco e insolubile: lo si ottiene versando l' acido selenioso sull' idrato rameoso.

b. Sali a base di ossido rameico.

Solfato rameico. Lo si ottiene sciogliendo il rame coll' ebollizione nell' acido solforico diluito nella metà del suo peso di acqua. L' acido viene decomposto e svolgesi del gas acido solforoso. Evaporata la dissoluzione, fornisce de' cristalli di solfato rameico, di un bel colore zaffiro, che poco si alterano all'aria, e sciolgonsi in quattro parti di acqua fredda e in due parti di acqua bollente. Questo sale contiene 36 per cento di acqua, il cui ossigeno è cinque volte quello della base. All'aria calda fiorisce, abbandona due quinti di quest'acqua, perde la sua trasparenza e diviene di un azzurro chiaro. A 40°, e anche più, perde a poco a poco tutta la sua acqua, diviene bianco e riducesi in polvere al minimo contatto. Ad una temperatura più elevata, entra da principio in fusione e convertesi poscia in una massa salina bianca; continuando a riscaldarlo lungo tempo, si perviene a scacciarne tutto l' acido solforico. Non si conosce alcun sursale di acido solforico e d' ossido rameico, ma alcuni chimici riguardano il solfato neutro come un sale acido. Nel commercio ritrovasi sotto il nome di *vetriolo azzurro* o *vetriolo di Cipro* una specie di solfato rameico, il quale spesso contiene dello zinco e sempre del

ferro. In grande lo si prepara nella maniera seguente: riscaldasi il vecchio rame fino al rovente in un fornello di riverbero; dappoichè tutto il metallo giunse a questa temperatura, si chiudono le correnti d' aria ed aggiungesi al rame del solfo, in quantità di un quarto poco più di quello del rame. Combinatosi il rame col solfo, si aprono le correnti d' aria, e riscaldasi la massa fino al rovente; si chiude poscia il fornello incompletamente, e si lascia freddare la massa nel fornello medesimo. Il solfo ed il rame si ossidano allora ad una temperatura non sufficiente a scacciarne l' acido. Liscivasi la massa fredda, si tratta di bel nuovo il residuo col solfo, lo si arrostisce come la prima volta, e lo si lisciva colla stessa acqua; si continua così finchè il liquore sia concentrato a bastanza, dopo di che lo si evapora in vasi di piombo per farlo cristallizzare. Si versa il liquor caldo e torbido in un serbatoio di legno, costrutto senza chiodi nè parti di ferro; durante il raffreddamento rischiarasi e si estrae il liquor limpido, e raccogliesi in altri serbatoi in cui cristallizza. Dietro gli assaggi di Bischof, il liquor caldo contiene una piccola porzione di solfato rameoso che vi si trova disciolto in parte e sospeso. Questo sale trasformasi a poco a poco in sale rameico, deponendo del rame metallico, che forma d' ordinario una vegetazione, la quale parte dall' estremità d'una delle doghe onde è composto il serbatoio: continua poscia il rame, per effetto d'un'azione elettrica, a deporsi in questo luogo, così che formansi talvolta grandi masse coerenti, se non sospendesi a tempo la vegetazione metallica. Il vetriolo di rame, che contiene del ferro, divien più puro quando calcinasi dolcemente, e si rimesce durante la calcinazione con un riavolo di rame. Il ferro allora passa allo stato di ossido ferrico ed abbandona l'acido solforico a cui era combinato; la polvere di vetriolo di rame calcinata viene disciolta nell' acqua, ed evaporasi la soluzione. La maggior parte dell' ossido ferrico rimane allora indisciolta. Quando questo sale contiene una grande quantità di ferro, si precipita il rame, mettendo del ferro nella disso-

luzione. In tal guisa a Fahlun si fa passare l'acqua delle miniere, che è abbondante di rame, sul ferro vecchio, finchè tutto il rame siasi precipitato sul ferro.

Solfato trirameico. Lo si ottiene facendo digerire una dissoluzione di solfato rameico coll'idrato rameico. E' una polvere verde; la sua composizione è tale che l'acido, la base e l'acqua ci contengono la stessa quantità d'ossigeno. Il precipitato che forma la potassa nella dissoluzione del solfato rameico, somiglia al sale precedente; ma ne differisce per la sua composizione che è ancor problematica.

Solfato rameico-potassico. Forma grossi cristalli azzurri, regolari, contenenti 24, 42 per cento di acqua di cristallizzazione. In questo sale le due basi contengono la stessa quantità d'ossigeno, e l'acqua ne contiene sei volte altrettanto che ogni base. Privato d'acqua e fuso, cristallizza durante il raffreddamento; e al punto di condensarsi, riducesi in polvere fina con rigonfiamento. Questo curioso fenomeno si rinnova ogni qual volta il sale è fuso. Riscaldando una dissoluzione di questo sale sopra i 60°, essa s'intorbida e depone un sale doppio basico, d'una composizione problematica, che coi lavacri si altera.

Solfato rameico-ammonico. Questo sale doppio è solubilissimo, e forma cristalli azzurri. Le due basi vi saturano la quantità stessa di acido, e l'acqua di cristallizzazione che giunge a 34,45 per cento contiene otto volte altrettanto ossigeno che l'ossido rameico. Se aggiungesi dell'alcoole ad una dissoluzione di solfato rameico nell'ammoniaca caustica, formasi un precipitato cristallino azzurro carico, che è un *solfato rameico-ammonico tribasico.* All'aria questo sale si decompone a poco a poco, esala dell'ammoniaca, diviene azzurro-chiaro e infine verde. Sottomesso alla distillazione, si decompone, fornisce dell'ammoniaca e del solfito ammonico, mentre rimane nella storta un miscuglio di solfati rameico e rameoso. Il sale doppio è solubilissimo nell'acqua, e la dissoluzione si de-

compone quando si diluisce con molta acqua; si precipita dell'idrato rameico, e rimane nel liquore del solfato ammonico con un eccesso d'ammoniaca. Questo sale è usato in medicina, e nelle farmacie si conosce sotto il nome di *cuprum ammoniacale*. E' composto di 32,58 parti di acido solforico, 32,22 d'ossido rameico, 28,89 d'ammoniaca e 7,31 d'acqua; quindi l'ossido rameico e l'acido solforico vi si trovano nella stessa relazione che nel solfato rameico neutro, e la proporzione d'ammoniaca è tale, che quest' alcali satura due volte altrettanto acido che l'ossido rameico.

Solfato rameico-cobaltico. Secondo Liebig, lo si ottiene sciogliendo insieme i due sali, e svaporando la dissoluzione fino al punto di cristallizzazione. Esso ha la medesima forma e contiene gli stessi multipli di acqua, che il sale cobaltico semplice. L'ossigeno dell' ossido cobaltico ci sta a quello dell' ossido rameico come 2 : 1.

Iposolfato rameico. 1.° *Iposolfato neutro*. Lo si prepara, secondo Heeren, decomponendo il solfato rameico coll'iposolfato baritico. Cristallizza in piccoli prismi, è solubilissimo nell' acqua, insolubile nell'alcoole, e poco efflorescente all' aria asciutta. Riscaldandolo, crepita fortemente. I cristalli contengono 24, 47 per cento di acqua il cui ossigeno è quadruplo di quello dell' ossido rameico.

2.° *Iposolfato basico*. Lo si ottiene sotto forma d'un precipitato verde-azzurrastro, quando aggiungesi una piccola quantità d'ammoniaca alla dissoluzione del sale neutro. E' poco solubile nell' acqua e inverdisce lo sciloppo di viole mammole. Riscaldandolo, diviene d'un giallo d'ocra. Contiene all' incirca 13 per cento di acqua.

Sottoiposolfato rameico-ammonico. Lo si ottiene soprassaturando di ammoniaca il sale semplice. Il sale doppio deponesi dalla dissoluzione azzurra carica in piccoli cristalli dello stesso colore. Disciogliesi difficilmente nell' acqua e non si altera all' aria.

Il *solfito* e l' *iposolfito rameici* non esistono.

Nitrato rameico. Forma una bella dissoluzione azzurra, che cristallizza dopo l'evaporazione. I cristalli attraggono l' umidità atmosferica e facilmente si sciolgono nell' alcoole. Il sale leggermente detona gettato sui carboni ardenti, o se, già meschiato col fosforo, fortemente si percuote. Inviluppandolo solidamente in una foglia di stagno sottilissima, e ponendo l' inviluppo in un luogo moderatamente riscaldato, lo stagno si ossida con tale violenza, che sovente alcuni punti della massa cominciansi ad accendere. Se immergesi un pezzetto di carta nella dissoluzione alcoolica di questo sale, e lo si tenga poscia innanzi al fuoco, esso infiammasi ad una temperatura che non basterebbe a fonder lo stagno.

Nitrato trirameico. Ottiensi discacciando l' acido del sale neutro ad un calor moderato, o meschiando questo sale con un alcali caustico, avendo cura di non metterne mai in eccesso. È insolubile e d' un verde-chiaro. Si ottiene questo sale medesimo facendo bollire una dissoluzione di nitrato rameico col rame metallico. Contiene 5 per 100 di acqua il cui ossigeno è un terzo di quello dell' ossido rameico.

Nitrato rameico-ammonico. Forma un sale solubilissimo, cristallizzabile. Avanzando di troppo l'evaporazione del liquore, il sale brucia con detonazione e spezza il vase, anche quando è meschiato con altri sali. Ottiensi un sottosale doppio ponendo sotto una campana di vetro in due vasi aperti una dissoluzione concentrata di nitrato rameico ed un'altra, ugualmente concentrata, d'ammoniaca. Passate alcune ore, il sale basico si depone dalla dissoluzione del rame sotto forma d'una polvere cristallina, che, raccolta sopra la carta e diseccata, appare di un azzurro traente al porpora, simile all' indaco triturato. Sciogliendo il sale nell'acqua calda fino a completa saturazione del liquore, esso cristallizza col raffreddamento. Gettato sul fuoco, si decompone senza detonazione, ma con uno strepito simile a quello d'un *razzo matto.*

Nitrito rameico. Venne poco esaminato. Lo si ottiene decompo-

nendo il nitrito piombico col solfato rameico. La dissoluzione di questo sale è verde; decomponesi all'aria, specialmente quando riscaldasi, e fornisce del nitrato.

Fosfato rameico. Lo si ottiene decomponendo il solfato rameico con un fosfato solubile. E' una polvere verde, insolubile, che perde la sua acqua di cristallizzazione e diviene bruna quando calcinasi. Secondo Dumenil, contiene un eccesso di base. Discioglie-si in un eccesso di acido fosforico, ed il sale acido si disecca in una massa verde gommosa. In natura ritrovansi de'sottofosfati rameici 2 e 5 basici allo stato di fossili verdi, la cui superficie annerisce col tempo quando il sale perde la sua acqua di cristallizzazione.

Fosfato uranico-rameico sesquibasico. Incontrasi, nel regno minerale, cristallizzato in tavole verdi micacee. Gli antichi mineralogisti gli avean dato il nome di *calcolite.* Contiene acqua di cristallizzazione, e non viene decomposto da una dolce calcinazione; ad una temperatura più elevata l' ossido uranico passa allo stato di ossido uranoso. In questo sale l'ossido uranico contiene due volte, l'acqua di cristallizzazione otto volte altrettanto ossigeno dell' ossido rameico. I mineralogisti moderni lo assomigliarono all'uranite; e, tranne il colore, le proprietà fisiche di questi due minerali sono le stesse.

Fosfito rameico. Precipita sotto forma d' una polvere di bel colore azzurro. Riscaldandolo, fornisce dapprima dell'acqua, poi del gas idrogeno, e lascia una massa bruna fusa, contenente del fosfato rameico con eccesso di acido e del rame metallico.

Ipofosfito rameico. Disciogliesi in azzurro nell'acqua. Riscaldando la dissoluzione, concentrandola nel vuoto o abbandonandola lungo tempo a sè stessa, il rame si precipita allo stato metallico. Non si può dunque ottener questo sale che in soluzione allungata, la quale si prepara col disciorre l' idrato rameico nell' acido fosforoso diluito.

Clorato rameico. Secondo Chenevix, lo si ottiene facendo passare una corrente di cloro attraverso un miscuglio d' idrato rameico

e d'acqua. È solubile in verde nell'acqua. La soluzione cristallizza difficilmente; i cristalli son verdi e deliquescenti. Immergendo un pezzetto di carta nella dissoluzione di questo sale e facendolo seccare, prende fuoco ad una temperatura poco elevata ed arde con fiamma verde.

Iodato rameico. Forma un precipitato bianco.

Carbonato rameico. Precipitando un sale rameico con un carbonato alcalino, si ottiene un *carbonato birameico.* Precipitato a freddo, esso forma una polvere azzurrastra, voluminosa, che si riunisce, per l'azione del calore, in un sedimento più pesante e verde. In tal circostanza la composizione di questo sale sembra provare un cangiamento, almeno in relazione alla quantità d'acqua ch'esso contiene; poichè il sale voluminoso, lavato a freddo e seccato con precauzione, lascia, dopo la calcinazione, meno ossido, sebbene divenga in gran parte verde e più pesante col lavacro. Il carbonato ottenuto con questo mezzo contiene sempre un eccesso di base, e l'acido e la base vi contengono la stessa quantità d'ossigeno. Si adopera dai pittori, che lo chiamarono *verde minerale*; questo colore diviene bellissimo lavatolo coll'acqua bollente; ma, se lo si fa bollire lungo tempo coll'acqua, acquista una tinta bruna o nera, e perde la sua acqua ad un tratto ed il suo acido carbonico. Il sale, che contiene dell'acqua, si trova in natura e si conosce sotto il nome di *malachite.* Forma un minerale durissimo che può adoperarsi per varii abbellimenti, coperchi da tavoliere ec. La natura offre pure una combinazione anidra, ch'è nera. Non fu possibile produrre il carbonato rameico neutro, cioè un sale in cui l'acido carbonico contenga due volte altrettanto ossigeno che la base; ma la natura ci offre questa combinazione nell'*azzurro di rame.* Forma de'cristalli d'un bello azzurro carico e fornisce una polvere d'un bel colore cilestrino, che i pittori conoscono sotto il nome di *ceneri azzurre.* Questo minerale è composto di carbonato e d'idrato rameici, e costituisce una specie di sale doppio la cui composizione è analoga a quella della *magnesia alba,* ed in cui la

base è divisa fra l'acqua e l'acido carbonico in modo che questo satura due volte altrettanto ossido rameico di quella. Si pretende che a Londra gli affinatori d'oro, che ottengono molto nitrato rameico nella precipitazione dell'argento col rame, abbiano trovato il modo d'imitare questa combinazione, di cui per altro fanno un segreto. Pelletier, il quale aveva cercato di preparar questo colore, indica per ottenerlo il modo seguente: si meschia del nitrato rameico neutro con latte di calce aggiuntovi in piccole porzioni finchè tutto sia precipitato; il precipitato verde è il sottosale. Lo si lava bene, e, quand'è mezzo secco, si meschia con 8 a 10 per 100 d'idrato calcico; acquista allora il bel colore azzurro che gli è proprio. Diseccasi ad un dolce calore. Ma questa preparazione non è altro che un miscuglio d'idrato rameico e d'idrato calcico; quest'ultimo si trasforma col tempo in carbonato, e il colore è inoltre molto più pallido e meno atto di quello delle ceneri azzurre.

Carbonato rameico-potassico. Lo si ottiene sciogliendo ad un dolce calore il carbonato rameico nel bicarbonato potassico. Coll'evaporazione spontanea la soluzione fornisce de'cristalli azzurri. Il carbonato rameico forma simili sali doppi colla *soda* e coll'*ammoniaca*.

Ossalato rameico. E' insolubile nell'acqua, polveroso, azzurro, chiaro e solubile in un eccesso di acido ossalico; evaporando la soluzione, questo sale forma cristalli verdi.

Ossalato rameico-potassico. Questo sale è solubile e si ottiene facendo digerire una dissoluzione di biossalato potassico coll'ossido rameico. Il sale doppio forma cristalli azzurri. Questo sale affetta due forme cristalline diverse, quella di aghetti o di corti prismi, e quella di tavole. Il sale cristallizzato in aghetti è efflorescente, mentre quello cristallizzato in tavole non si altera all'aria. Ne' due sali il rapporto dell'acido alla base è lo stesso, ma il sale aciculare contiene due volte altrettanta acqua di cristallizzazione che il sale in tavole, e si converte in quest'ultimo, perdendo coll'efflorescenza la metà della sua acqua di cristallizzazione. Il sale in tavole è composto di 40,5 parti di acido os-

salico, 27 di potassa, 22,5 di ossido rameico, e 10 di acqua; il sale in aghetti è composto di 36,46 parti di acido ossalico, 25,04 di potassa, 20,5 di ossido rameico e 18 d'acqua, e perde colla sua efflorescenza 9 parti di questa. La quantità d' acqua totale contiene quattro volte altrettanto ossigeno di ciascuna delle basi, e, per conseguente, l'acqua che resta dopo l' efflorescenza contiene due volte questa quantità di ossigeno. Le basi contengono la medesima quantità d'ossigeno.

Ossalato rameico-sodico. Secondo Vogel, fornisce un sal doppio, che si ottiene versando una dissoluzione concentrata e calda di ossalato sodico in una dissoluzione ugualmente concentrata e calda di solfato rameico. Il sal doppio dapprima si precipita, essendo poco solubile, ma in seguito si ridiscioglie e cristallizza, durante il raffreddamento o coll'evaporazione, in piccoli prismi quadrilateri, d' un azzurro carico, che non si alterano all'aria, e divengono al sole prima verdi, poi neri. Questo sale è composto di 46,48 parti di acido ossalico, 19,02 di soda, 23,5 di ossido rameico, e 11, 00 di acqua.

Ossalato rameico-ammonico. 1.° *Sale neutro.* Lo ottiene facendo digerire l' ossalato rameico coll' acqua e coll' ossalato ammonico. Sciogliesi, e il liquore evaporato fornisce de' piccoli cristalli azzurri. Questi non si disciolgono più nell'acqua. Esposti ad un lieve calore, forniscon dell' acqua e dell' ammoniaca, e leggermente detonano quando riscaldansi bruscamente. In questo sale le basi saturano quantità eguali di acido ossalico, e l'acqua contiene tre volte altrettanto ossigeno, che l'ossido rameico.

2.° *Primo sale basico.* Lo si prepara sciogliendo l'ossalato rameico nell'ammoniaca caustica ed abbandonando la soluzione all'evaporamento spontaneo. Cristallizza in prismi appiattiti, d'un azzurro carico. All' aria i cristalli perdono 18 per 100 del loro peso. In questo sale l'acido non è ugualmente scompartito fra le due basi. L'ammoniaca ritrovasi allo stato di ossalato sesquibasico, e satura due volte altrettanto acido più che l'ossido rameico il quale è allo stato di ossalato tribasi-

co. L'ossigeno dell' acqua di cristallizzazione è uguale a quello dell'ossido rameico.

3.º *Secondo sale basico.* Lo si ottiene facendo digerire l' ossalato rameico con una dissoluzione saturata dello stesso ossalato nell'ammoniaca caustica. In tal caso l'ossalato rameico trasformasi in una polvere azzurra, che non si altera all'aria. Esposto all'azione del calore, il sale svolge dell'ammoniaca ed arde. In questo sale, che non contiene acqua combinata, le due basi sono allo stato di ossalato sesquibasico, ma l'ossido rameico satura due terzi dell'acido. Tutti questi ossalati doppi vennero sottoposti all' analisi da Vogel a Bayreuth.

Borato rameico. Precipitato dal borace, forma una polvere verde-pallida, insolubile, che si decompone in parte durante il lavacro, si discioglie negli acidi, e fondesi al fuoco in un vetro opaco, verde.

Silicato rameico. Lo si prepara precipitando de' sali di rame col liquore de'ciottoli (*V.* silicato potassico, tom. II, p. I). Questa combinazione si trova in natura, benchè di rado. Si chiama *dioptasio*; contiene acqua combinata e cristallizza in bei prismi esaedri e verdi. Dietro l'analisi di Hess, l'ossido rameico e l'acqua vi contengono una eguale quantità d'ossigeno, e l' acido silicico ne rinchiude due volte altrettanto, che ognuno di essi.

Acetato rameico. Lo si ottiene sciogliendo l'ossido rameico nell'acido acetico, e facendo evaporar il liquore fino al punto di cristallizzazione. Forma bei cristalli d'un verde carico la cui superficie fiorisce all'aria. Questi cristalli richieggono 5 parti d'acqua bollente per la completa lor soluzione, e disciolgonsi in piccola quantità nell'alcoole. Riscaldando questo sale all'aria libera, prende fuoco ed arde con bella fiamma verde intensissima. Pel suo bel color verde si adopera questa combinazione in pittura. Si trova in commercio sotto l' improprio nome di *verde eterno.* Colla distillazione questo sale viene decomposto, fornisce dapprima la sua acqua di cristallizzazione, poi dell'acido acetico, e lascia un miscuglio di carbone, di rame e d'ossido rameoso; 16 once di sale ne forniscono 3 di acqua e $6\frac{1}{2}$ di acido: que-

st'ultimo con una seconda distillazione riducesi a once $5\frac{1}{2}$; un'oncia di acido si svolge allo stato di gas, e si trova nella storta un residuo di 5 once e $\frac{3}{4}$. Questo sale contiene 9 per 100 di acqua, il cui ossigeno è uguale a quello dell'ossido rameico. Lasciando reagire lungo tempo al contatto dell'aria l'acido acetico sul rame, una parte di questo disciogliesi; per ciò appunto si stagnano i vasi di rame che adopransi nelle cucine. L'acido acetico non iscioglie già il rame durante la cozione; ma quando si lascia freddare il tutto, e l'aria può attraverso il liquore penetrar fino al rame, una parte di questo disciogliesi. E' d'uopo quindi evitar di freddare le vivande in vasi di rame, e lasciarcele rimanere compita che sia la cozione.

L' acido acetico combinasi in varie proporzioni coll' ossido rameico.

1.º *Acetato birameico* (verderame). Secondo Chaptal, il verderame si prepara a Montpellier nella maniera seguente. Si fan fermentare le fecce dell'uva, e quando la fermentazione acida comincia, le si mettono in istrati alternativi con lamine di rame in vasi di *gres*. La superficie delle lamine di rame fu anticipatamente lustrata con una dissoluzione di verderame nell'acqua; e, prima di esporre le lamine all'azione delle vinacce, riscaldansi fino che non si possano più prendere in mano. Dopo tre settimane è il punto di ritirarle: si tolgono, quindi si bagnano con acqua, e si espongono all'aria per qualche giorno. Il verde rame così ottenuto è azzurro. A Grenoble si prepara il verderame irrorando il rame con aceto, e in Isvezia si mettono le lamine di rame l'una sopra l'altra frapponendovi pezzi di grosso panno bagnato nell'aceto. Il verderame così ottenuto è verde. Io credeva altra volta che nella preparazione di questo sale si formasse dapprima dell'acetato rameoso, e questo, ossidatosi all'aria, si trasformasse in acetato rameico, per una reazione che i mineralogisti conoscono sotto il nome di *epigenia* (V. persolfuro di ferro, tom. II, p. I), in forza della quale il sale rameoso solido si ossiderebbe, e gli elementi verrebbono meccanicamente ritenuti in proporzioni nelle quali non si potrien com-

binare se libero fosse il lor moto. Io aveva scoperto che, riscaldando per gradi il verderame in vasi distillatorii, ottenevasi ad un certo momento un sublimato bianco d' acetato rameoso che talora riempiva la volta della storta sotto forma di cristalli leggeri lanugginosi. Esposi all'aria umida questo sublimato per ottenere la base e l'acido combinati nelle medesime proporzioni che nel verderame, ma esso non si è alterato. Io poneva l' una sopra l' altra le lamine di rame puro, coperte d'una pasta composta di acetato rameico neutro e d'acqua; lasciavale in questo stato due mesi, in mezzo ad un'aria umida che si rinnovava talvolta, ma ch'era satura sempre di umidità. Dopo questo tempo le lamine eran coperte d' una crosta di piccoli cristalli azzurri, di lucentezza setacea, ch' erano soltanto un verderame. Tale sperimento si oppone all' idea di una epigenia.

Il verderame contiene spesso in miscuglio de' corpi stranieri, provenienti specialmente dalle vinacce. Il verderame del commercio si offre, come già dissi, sotto due aspetti diversi: talvolta è d'un azzurro-chiaro, ed allora componesi di moltissime pagliette cristalline le quali danno una bella polvere azzurro-chiara; talvolta verdastro, ed allora è di una apparenza men cristallina. Nel verderame azzurro, l'acido contiene una volta e mezzo, e l'acqua di cristallizzazione quattro volte altrettanto ossigeno che l' ossido rameico, cioè è composto di 43,34 parti di ossido rameico, 27,45 di acido acetico e 29,21 d' acqua. Farò più tardi conoscere le circostanze che sembran provare che un sale, in cui l'ossigeno dell'acido sia una volta e mezzo quello della base, non costituisce una combinazione sì semplice come potrebbesi credere in sulle prime, e sarebbe forse meglio riguardare il verderame come una combinazione d'acetato rameico neutro, d'idrato rameico e d' acqua di cristallizzazione; ammettendo questa opinione, la metà dell'ossido rameico trovasi nel verderame allo stato di idrato. La facilità con cui questo sale si decompone, si accorda con quest' ultima ipotesi. Riscaldandolo fino a 60°, muta colore, perde l' acqua e lascia 76,5 per 100 d'una massa verde, ch' è un miscuglio d' acetato neutro

e di acetato tribasico, contenenti amendue acqua di cristallizzazione; nell'ultimo sale l'ossigeno dell'acido è uguale a quello dell'ossido, e contiene tre quarti dell'ossido rameico del verderame. Se si versa dell'acqua sul verde rame, esso riducesi in una pasta molle, l'acqua diviene azzurra e lascia indisciolte molte pagliette cristalline azzurre. Trattando il verderame coll'acqua, finchè non si scioglie più nulla, il residuo diviene più carico e in fine nero. Questo fenomeno deriva perchè il verderame viene decomposto dall'acqua che scioglie 0,1 parte dell'ossido rameico allo stato di acetato neutro, e 0,3 parti allo stato di un sottosale solubile, in cui l'acido contiene due volte altrettanto ossigeno della base; mentre lascia 0,6 parte dell'ossido rameico sotto forma d'un sale insolubile, nel quale l'ossigeno dell'acido uguaglia quello della base. Questo sale da ultimo diviene nero, poichè si forma un sale ancora più basico, che ha origine immediatamente quando si meschia e si fa bollire il verderame coll'acqua.

2.° *Acetato sesquirameico*. Si può ottenerlo con due mezzi. 1.° Trattando il verderame coll'acqua, e abbandonando la soluzione all'evaporamento spontaneo, questo sale comincia a fiorire agli orli del vase, sotto forma di una massa azzurra non cristallina. 2.° Si meschia una dissoluzione concentrata bollente del sale neutro con ammoniaca, aggiungendola in piccole porzioni finchè il precipitato, che formasi al momento in cui i liquidi si meschiano, venga ridisciolto. Raffreddandosi il liquore, il sale si depone sotto forma d'un magma non cristallino, ch'empie tutto il volume del liquido. Si getta sopra un feltro, si preme fra doppi di carta e lo si lava con ispirito di vino che non lo discioglie. Versando dell'alcoole nel liquore feltrato, si ottiene nuova quantità di questo sale che si precipita allora in pagliette cristalline. Questo sale si altera poco quando si espone alla temperatura di 100°; diviene un poco più verde e perde 10 per 100 del suo peso. E' solubile nell'acqua; la soluzione depone quando riscaldasi il sal basico bruno, e divien neutra. In questo sale l'acido e l'acqua contengono ognuno due volte altrettanto ossigeno che l'ossido rameico; ma es-

so ne perde la metà esattamente quando riscaldasi fin quasi 100°, dopo di che la quantità d'ossigeno dell'acqua è uguale a quella dell' ossido. Prima di essere riscaldato è composto di 43,24 parti di ossido rameico, 37,14 di acido acetico e 19,62 di acqua. Il miscuglio di questo sale col sale seguente costituisce la specie di verderame di tinta verde. Le due specie di verderame contengono la stessa quantità d'ossido rameico, ma la specie verde si dee preferire come colore; poichè quando diseccasi ad un dolce calore che non eccede i 100°, essa perde al più un 10 per 100 del peso, e d' ordinario anche meno, mentre la specie azzurra perde, nelle circostanze medesime, un 25 per 100 del suo peso e inverdisce. In chimica la specie verde è del pari preferibile, poichè contiene più acido acetico.

3.° *Acetato trirameico.* Lo si ottiene in varii modi; per esempio, trattando il verderame coll'acqua, o precipitando il sal neutro coll'ammoniaca caustica, ovvero facendolo macerare coll' idrato rameico. Se meschiasi l'acetato rameico con una quantità d'ammoniaca insufficiente a ridisciorre il precipitato, ottiensi il sal e trirameico sotto forma di un precipitato che diviene azzurro col lavacro. Al contrario, mescendo i due liquidi bollenti ed allo stato di concentrazione, producesi un precipitato pesante, granelloso, d' un verde-grigiastro lordo ch' è il sale medesimo. L'acetato tribasico è la più stabile di tutte le combinazioni dell'ossido rameico coll'acido acetico. La sua composizione è tale, che l' acido e l' ossido contengono la stessa quantità d' ossigeno, mentre l'acqua ne rinchiude metà meno; cioè, questo sale è composto di 64,70 parti d' ossido rameico, 27,98 d' acido acetico e 7,32 di acqua (1).

4.° *Acetato surbasico.* Lo si prepara allungando di acqua la so-

(1) Nel testo è detto: 64,32 *parties d'oxide rameique*, 27,33 *d'acide acetique et* 7,35 *d'eau*; ma v' ha errore manifesto, mancando un' unità nella somma. I numeri sostituiti nella traduzione verificano la teorica dell'Autore che, cioè, *l'acido contiene lo stesso ossigeno dell'ossido e il doppio dell'acqua.* (D.)

luzione del sale basico solubile, e riscaldandola poscia; più è diluito il liquore, meno bisogno ci è di riscaldare, di guisa che questo sale si forma fra 20° e 30° quando il liquore è allungatissimo. Anche la soluzione diluita del sal neutro depone dell'acetato surbasico quando fassi bollire. Finchè il sale è in mezzo il liquido, esso appare di un bruno di fegato; ma dopo essere stato raccolto sopra un feltro, è nero, e colorisce fortemente que' corpi co' quali si tocca. Lavandolo lungo tempo coll'acqua, passa da ultimo attraverso il feltro sotto forma di un liquido torbido; una parte si discioglie realmente e fornisce, coll'evaporazione del liquore, uno strato trasparente, senza colore e sottile, che ha l'apparenza d'una vernice. Riscaldato, questo sale brucia con una leggera detonazione, lanciando delle scintille. L'acetato di rame surbasico è composto di 92,3 per 100 d'ossido rameico, 2,45 per 100 d'acido, e 5,15 per 100 di acqua; viene a dire, l'ossido rameico contiene 16 volte, e l'acqua 4 volte altrettanto ossigeno che l'acido acetico. Ure osservò, che i sottoacetati rameici si disciolgono nello zucchero. Il verderame esige 48 volte il suo peso di zucchero per completamente disciorsi; la soluzione è verde e resiste, secondo questo chimico, anche all'azione dei reagenti più energici, come l'ammoniaca, il cianuro ferroso-potassico, e il gas solfido idrico.

Tartrato rameico. Si ottiene sì facendo digerire lungo tempo il rame con una dissoluzione d' acido tartrico e sì disciogliendo l' ossido rameico in quest'acido. Evaporando la dissoluzione, il tartrato si depone in cristalli d'un verde azzurrastro carico.

Tartrato rameico-potassico. Questo sale doppio è solubile nell'acqua e forma dei cristalli d'un azzurro-verde carico, la cui dissoluzione serve nella miniatura di alcune carte. D'ordinario, questa dissoluzione si prepara con verderame e cremore di tartaro. La massa salina, diseccata, polverosa, si adopra in pittura.

Pirotartrato rameico. Precipitasi sotto forma d' una bella polvere verde-carica.

Citrato rameico. È solubile nell' acqua bollente e depone-

si, durante il raffreddamento del liquido, in cristalli d' un verde-chiaro.

Malato rameico. Diseccasi, tanto allo stato neutro, che a quello di sursale, in una vernice verde, inalterabile all' aria. La potassa caustica non lo precipita completamente.

Mucato rameico. È insolubile e si precipita sotto forma d' una polvere verde.

Piromucato rameico. È poco solubile nell'acqua e forma piccoli cristalli d' un azzurro-verdastro.

Benzoato rameico. Questo sale è poco solubile, forma de' piccoli cristalli acuti, di un verde carico, e non si discioglie punto nell' alcoole.

Gallato rameico. Forma un precipitato giallo-brunastro, solubile nell' acido nitrico.

Formiato rameico. Fornisce cristalli di un verde-azzurrastro, che affettano la forma di prismi esaedri appiattiti, fioriscono all' aria e richieggono 8 $\frac{1}{2}$ parti di acqua fredda per la completa loro soluzione. Il formiato rameico è pochissimo solubile nell'alcoole, a cui, peraltro, comunica una tinta azzurrastra. Entra in fusione quando riscaldasi, ma non si decompone che ad un' altissima temperatura: in tal caso l'acido formico viene distrutto, e rimane del rame metallico.

Succinato rameico. Forma de' cristalli di un verde-pallido, e si converte, mediante la digestione con l' ossido rameico, in un sottosale verde-pallido, insolubile nell' acqua.

Fulminato rameico. Lo si prepara facendo bollire il fulminato argentico o mercurioso con un eccesso di rame ridotto in polvere, feltrando il liquore ed evaporandolo a dolce calore: il sale allor cristallizza in begli aghi verdi. Lo si ottiene talvolta sotto forma di una polvere verde. Riscaldato, fa esplosione, men però fortemente del sale argentico, producendo una fiamma verde. Sciogliesi con molta difficoltà nell' acqua. Mescendo il solfato rameico col fulmi-

nato sodico argentico, formasi un precipitato verde, ch' è un *fulminato sodico-rameico.* Questo sal doppio non fa esplosione.

Seleniato rameico. Somiglia perfettamente al solfato nel colore, nella forma, nella solubilità e nei multipli di acqua di cristallizzazione.

Selenito rameico. È verde e insolubile. Meschiando una dissoluzione calda d' un sale rameico con una dissoluzione di biselenito ammonico, ottiensi un precipitato giallastro cacioso, che ammucchiasi dopo alcuni istanti, e forma una massa di piccoli grani cristallini a lucentezza setacea, d' un bel colore azzurrastro. Questi grani sono un selenito rameico neutro, e non si disciolgono nè nell'acqua nè in un eccesso di acido selenioso. Riscaldato, questo sale abbandona la sua acqua di cristallizzazione e diviene d'un bruno di fegato; ad una temperatura più elevata si fonde, annerisce, entra in ebollizione e fornisce un sublimato di acido selenioso.

Il *sottoselenito rameico* forma una polvere di un verde-pistacchio che divien nera colla calcinazione e abbandona dapprima dell' acqua, poi dell' acido selenioso.

Arseniato rameico. Lo si ottiene per precipitazione mediante un arseniato alcalino sotto forma d'una polvere verde insolubile. Incontrasi in natura allo stato di bei cristalli verdi di differenti forme cristalline. Chenevix fece l' analisi di cinque specie di questo sale, che trovò composte degli stessi elementi, ma in proporzioni diverse; il quale risultamento si deve attribuire piuttosto all'imperfezione dell' analisi, che all'esistenza di tutti questi composti. Però questi esperimenti fanno veder chiaramente, che l' acido arsenico forma coll' ossido rameico un sale neutro e varii sali basici. Inoltre vi è luogo a supporre che alcuni de' sali esaminati da Chenevix contenessero dell' acido fosforico od anche dell' acido arsenioso. Chenevix precipitò una soluzione neutra di nitrato rameico coll'arseniato ammonico, ed ottenne così un precipitato verde; il liquore venne filtrato e vaporato fino a un certo punto: poi si meschiò coll' alcoole che vi produsse un precipitato azzurrastro. Chenevix riguar-

da il primo precipitato come un sale neutro, il secondo, come un sale acido; ma, dietro l'analisi da lui eseguita di questi sali, l'ultimo è neutro ed il primo contiene un eccesso di base. Una analisi delle combinazioni dell' acido arsenico coll'ossido rameico, specialmente di quelle che sono in natura, farebbe sparir le incertezze che ancora sussistono.

Arsenito rameico. Per ottenerlo, si fa digerire il carbonato rameico coll'acqua e coll' acido arsenioso. La dissoluzione non viene precipitata dagli alcali nè dagli acidi. Evaporata, fornisce un sale verde-giallastro che sembra contenere un eccesso di acido. Ottiensi la combinazione neutra precipitando il solfato rameico coll' arsenito potassico. Il precipitato è verde. Quand' esso contiene un eccesso di base, il suo colore è più carico; ma si decompone spontaneamente in poco tempo, diviene di un bruno carico, e contiene arseniato rameico e arsenito rameoso. L' ammoniaca caustica scioglie questo sale in un liquido senza colore, che probabilmente contiene dell'arseniato rameoso. Trovasi nel commercio, sotto il nome di *verde di Scheele*, un bel colore usato in pittura, e che, secondo Scheele, si ottiene in questa guisa. Si disciolgon due libbre di solfato rameico puro e scevro di ferro in 18 pinte di acqua, anticipatamente riscaldata in una caldaia di rame; in un'altra caldaia disciolgonsi due libbre di potassa pura e calcinata e 11 once di acido arsenioso in 6 pinte di acqua pura: quando il tutto è disciolto, si feltra il liquore attraverso un lino. Si versa questa dissoluzione in piccole porzioni nella dissoluzione ancor calda di solfato rameico, avvertendo di rimescere incessantemente: meschiato il tutto, si lascia riposar il liquore alcune ore, decantasi ciò ch'è limpido, e si lava il residuo decantato con varie pinte di acqua. Infine si versa il licore sopra una tela, e quando è bene sgocciolato, diseccasi a dolce calore. Si ottiene così una libbra sei once e mezzo di un bel color verde. Lo si adopera principalmente come colore all'acquerello, sebbene possa del pari servire nella pittura ad olio. In

tintura si fissa il verde di Scheele sopra le stoffe per doppia decomposizione; e per ottenere un bel verde carico, s' immerge la stoffa impregnata della dissoluzione di rame in una dissoluzione di arsenito potassico contenente un eccesso di alcali. Il bel color verde conosciuto in commercio sotto il nome di *verde di Schweinfurth*, è una combinazione di arsenito e d' acetato rameici. Questo è il metodo che usasi per prepararlo. Si mettono 10 parti di verderame in una caldaia di rame, e vi si fa fondere questo in sale una quantità d'acqua bastante a produrre una poltiglia chiara; questa si passa attraverso uno staccio per iscevrarla delle immondezze che può contenere. Sciolgonsi poscia 8 a 9 parti di acido arsenioso in polvere fina in 100 parti d' acqua bollente, usando a tal uopo una caldaia di rame. La soluzione si feltra ancor calda, poi si riscalda fino all' ebollizione: indi aggiungesi a poco a poco il verderame a piccole porzioni, e si continua a far bollire il liquore. L' ebollizione si dee prolungare fintanto che il liquore resti limpido e scolorito. Il colore così ottenuto viene lavato e seccato.

Cromato rameico. E' una polvere d'un verde-giallastro, che acquista a poco a poco un color bruno o rosso.

Cromato piombico-rameico sesquibasico. Lo si trova in natura. I mineralogisti lo chiamarono *vauquelinite*. Talvolta è ferroso, tal altra è allo stato di piccoli cristalli che affettano la forma di funghi. Nel primo caso, il suo colore è chiaro; nel secondo, è d'un verde carico. In questo sale l'ossigeno dell'ossido piombico sta a quello dell' ossido rameico come 2 : 1.

Molibdato rameico. E' una polvere di un verde-giallastro, poco solubile nell' acqua, cui gli alcali e gli acidi facilmente decompongono.

Tunstato rameico. Forma un precipitato bianco insolubile.

Antimoniato rameico. E' una polvere cristallina, farinosa, verde, che non si discioglie nell' acqua. Riscaldata, perde 19 $\frac{1}{2}$ per 100 di acqua e divien nera. Se innalzasi la temperatura fino al rovente,

sembra che il sale pigli fuoco ed abbruci per un istante: poscia diviene d'un bianco traente al verdastro. Il sale calcinato non può venir decomposto per via umida nè dagli alcali nè dagli acidi. Riscaldato al cannello sopra il carbone, viene facilmente ripristinato, e fornisce un bottoncino di rame metallico pallido.

Antimonito rameico. Somiglia al sale precedente, ma ha un'apparenza men cristallina; brucia come l'antimoniato ed allora diviene bianco.

Tellurato rameico. Forma un precipitato d'un bel verde-smeraldo, che è insolubile nell'acqua. Riscaldandolo, abbandona la sua acqua e divien nero. Trattato al cannello, ripristinasi con una lieve detonazione e fornisce un bottoncino di rame d' un rosso-pallido.

C. *Solfosali di rame.*

Non si potrebbe mettere in dubbio che il rame possegga due solfobasi; ma quella che contien meno solfo e che corrisponde per la sua composizione all' ossido rameoso, non venne fin ad ora esaminata, ed i solfosali di rame da noi conosciuti, hanno per base il solfuro proporzionale all'ossido rameoso. I solfosali rameici sono di un bruno intenso ed anneriscono colla diseccazione; sono la maggior parte insolubili nell' acqua.

Solfocarbonato rameico. Forma un precipitato bruno carico, quasi nero, solubile in bruno intenso in un eccesso del precipitante. Diseccato, è nero; stillato, dapprima fornisce del solfido carbonico, poi del solfo e lascia del solfuro rameoso.

Solfocianidrato rameico. Precipita sotto forma d' una polvere gialla carica che si conserva assai bene. L' acqua alla temperatura di 50° lo decompone, rendendo libera la base e sciogliendo l'acido idrosolfocianico.

Solfarseniato rameico. Fornisce un precipitato bruno carico, che colla diseccazione annerisce. Questo composto formasi spesso

nelle analisi allorchè si precipita col gas solfido idrico un liquor acido contenente acido arsenico e ossido rameico. Se l'acido arsenico è in eccesso, il solfarseniato rameico si precipita il primo in bruno, poi il solfido arsenico in giallo.

Solfarsenito rameico. Forma un precipitato bruno carico che, diseccandosi, diviene bruno-nerastro. Col triturarlo si agglomera, divien grigio e riceve una lucentezza metallica. Stillato, fornisce prima del solfo, poi del solfido arsenioso, e lascia una sostanza rigonfiata, grigia, semifusa, di lucentezza metallica, che riducesi in una polvere grigia di aspetto metallico. Questa sostanza sembra essere un *solfarseniato rameoso.* Le specie di rame grigio arsenicale (Fahlerze), che trovansi nel regno minerale, appartengono senza dubbio a questo genere di combinazioni. Decomponendo una dissoluzione di bisolfarsenito potassico coll' idrato rameico ancor umido, aggiunto in piccole porzioni finchè il colore dell' idrato non provi più alterazione, una parte del sale di rame formato si discioglie nel liquido, che vien colorito in rosso-arancio, mentre l'altra rimane indisciolta. Se versasi dell'acido idroclorico nella dissoluzione, si ottiene un precipitato bruno-chiaro, che è un sottosolfarseniato rameico ordinario; la porzione indisciolta è un solfarseniato trirameico.

Solfomolibdato rameico. Esso forma un precipitato bruno carico, quasi nero, che, diseccandosi, non cangia colore.

Ipersolfomolibdato rameico. Precipitasi in bruno intenso, e diviene poscia più chiaro.

Solfotunstato rameico. Forma un precipitato d' un colore di fegato, che diviene di un bruno carico quando raccogliesi e si disecca.

Solfotellurato trirameico. È un precipitato bruno che volge al nero seccandosi.

Iposolfantimonito trirameoso. Incontrasi nel regno minerale combinato coll' *iposolfantimonito tripiombico* allo stato di sale dop-

pio. E' grigio, cristallizzato e dotato di lucentezza metallica. I mineralogisti lo dissero *bournonite* ad onore del conte Bournon. In questo minerale il sale piombico contiene due volte altrettanto solfido del sale rameico. In natura si trova pure l' *iposolfantimonito rameoso semplice*, il cui grado di saturazione è ignoto, e che dai mineralogisti tedeschi venne chiamato *Schwarzerz* (di Hapnik e di Harvey) (rame grigio antimonifero.)

XXVI. *Sali di mercurio.*

I sali di mercurio solubili hanno un sapore metallico particolare molto disaggradevole. Si può sempre conoscere di certo la esistenza del mercurio, riscaldandoli fino al rovente con un carbonato potassico o sodico in un tubo chiuso all' estremità; il mercurio sublimasi sotto forma metallica. Tutto il mercurio d'un sale di mercurio può separarsi esattissimamente per via umida, facendo digerire questo sale coll' acido fosforoso od ipofosforoso; o, secondo Soubeiran, rimescendolo coll' acido idroclorico concentrato, ed aggiungendo al miscuglio, prima riscaldato, un lieve eccesso di cloruro stagnoso cristallizzato. Gli ossisali ed i sali aloidi di mercurio si possono pure riconoscere da ciò, che il rame snettato, che si stropiccia con uno di essi, ricuopresi d' una pellicola di mercurio metallico che inargenta la sua superficie.

La proprietà caratteristica de' *sali mercuriosi* è di dare un precipitato nero di ossido mercurioso quando si trattano con un alcali. I *sali mercurici*, al contrario, formano nel caso stesso un precipitato rosso d' ossido mercurico di un bel color giallo. Gli uni e gli altri hanno un sapore metallico distintissimo, e massime quello de' sali mercurici è disaggradevole. I caratteri da noi indicati riguardano soltanto gli ossisali ed i sali aloidi.

A. *Sali aloidi di mercurio.*

Cloruro mercurioso. E' una preparazione considerabilissima usata in medicina, detta dai farmacisti *mercurio dolce* quando si otteneva per via di precipitazione, e *calomelano* quando preparavasi per sublimazione. Questo sale può prepararsi in grande con due metodi che tutti e due forniscono ottimi risultati, purchè si eseguiscano colle necessarie precauzioni. Il metodo men dispendioso è quello di mescere 1 $\frac{1}{8}$ di mercurio puro con 1 d'acido nitrico puro del peso specifico di 1, 2 a 1, 25, e far digerire il miscuglio finchè più non si disciolga mercurio. Quando il volume del mercurio più non diminuisce sensibilmente, si fa tuttavia continuare la digestione finchè il liquore cominci ad acquistare un color giallo. D' altro lato, si prepara una dissoluzione di 1 parte di sal marino in 32 parti d' acqua stillata: vi si aggiunge una certa quantità d'acido idroclorico, riscaldasi fin quasi il punto dell' ebollizione, e si meschia colla dissoluzione di mercurio. I sali mutano allora le loro basi, e si ottiene del cloruro mercurioso che si precipita sotto forma d'una polvere bianca, e si fa digerir qualche tempo nel liquore soprastagnante, dopo di che la si lava colla maggior diligenza con acqua bollente. Le circostanze per cui può fallire la operazione sono le seguenti: 1.° Quando siasi usato meno mercurio che l' acido non può disciorne, producesi un nitrato mercurico che forma col cloro un sale solubile. Provasi allora una perdita, poichè il cloruro mercurico rimane nella dissoluzione; ma il precipitato bene lavato è un prodotto di buona qualità quando la dissoluzione era acida bastantemente. 2.° Se i liquori son neutri perfettamente, al momento in cui mesconsi si precipita un sottonitrato di mercurio che non si può togliere col più diligente lavacro, e che produce effetti pericolosi quando si usa questa preparazione internamente, massime se la soluzione contenga dell' ossido mercurico. Per evitare quest'inconveniente, si aggiunge una ba-

stante quantità d'acido ad una delle dissoluzioni, e si mescono a caldo. E' indifferente aggiungere, come Sefström propone, acido nitrico alla dissoluzione di mercurio, ovvero versare, secondo Chenevix, dell' acido idroclorico nella dissoluzione del sale marino; poichè nessuno di questi acidi scioglie il cloruro. La seconda maniera di preparar questo sale è macinare accuratissimamente 4 parti di cloruro mercurico con 3 parti di mercurio. Per evitar che si sollevi dal miscuglio polvere durante la triturazione, vi si aggiunge un poco di alcoole. La massa s'introduce in un pallone di vetro, e si sublima ad una temperatura a grado a grado crescente; il mercurio allora combinasi col cloruro mercurico donde risulta un cloruro mercurioso. Si è anche proposto di preparar questo sale meschiando accuratissimamente 31 parti di solfato mercurico secco con 20 $\frac{1}{3}$ di mercurio e 15 a 20 parti di sale marino in polvere fina, e facendo sublimare il miscuglio. Con questo metodo si risparmia la pena di preparare dapprima il cloruro mercurico. Il sale sublimasi in una crosta cristallina; questa si separa dalla polvere grigiastra che la accompagna, e trovasi più vicina al collo del pallone, formata di mercurio e di cloruro mercurico non decomposto. Per altro la crosta salina cristallizzata non è tanto scevra di cloruro mercurico, che si possa adoprarla in medicina senza ulterior precauzione. Alcuni chimici antichi prescrivevano farla sublimare ripetutamente; dopo di ciò essa chiamavasi *calomelano* o *panacea mercuriale.* Ma l'esperienza dimostrò che si forma una porzione di cloruro mercurico sempre che si sublimi il cloruro mercurioso, per quanto puro esso sia. Oggidì, anzi che far sublimare la crosta salina ripetutamente, la si riduce in polvere fina colla triturazione e colla levigazione; il cloruro mercúrico che può contenere viene allora disciolto dall' acqua. In questi ultimi tempi si propose di far passare i vapori del sale in un vase contenente acqua calda; i vapori acquei condensano quelli del sale in una polvere finissima, mentre il cloruro mercurico rimane disciolto nell' acqua. Questo metodo è tanto migliore quanto che la efficacia di tale medicamento molto dipende dal-

la tenuità della polvere. Si riconosce che il cloruro mercurioso, conservato nelle farmacie, contiene del cloruro mercurico, facendolo digerire coll' alcoole ed aggiungendo al liquido della potassa caustica; il cloruro mercurico sciolto dall' alcoole allora fornisce un precipitato giallo d'idrato mercurico. Quando, al contrario, contenga del sottonitrato, questo si riconosce facendo digerire il sale ad un dolce calore con acqua contenente un po' d' acido nitrico, e versando un alcali nel liquore; il sottosale discioltosi si precipita. Si scuopre ugualmente la esistenza del sottonitrato, riscaldando una piccola porzione del sale in un tubo chiuso ad una estremità: nella quale esperienza svolgesi del gas ossido nitrico che colorisce in rosso l' aria contenuta nel tubo, e che si riconosce dal suo odore. Il cloruro mercurioso, che prese una forma cristallina per via di sublimazione, forma de'prismi quadrilateri terminati da sommità a quattro facce. La luce solare lo annera, e quando si pesta o si spezza nella oscurità, spande una luce come quella che spande lo zucchero nelle stesse circostanze. I corpi duri vi producono alcune strie d' un giallo-chiaro. Questo sale è tanto insolubile nell' acqua, che, dietro gli assaggi di Pfaff, un grano di acido idroclorico diluito in 250,000 grani d'acqua, fornisce un sedimento sensibilissimo di cloruro mercurioso quando meschiasi col nitrato mercurioso. Messo in contatto col gas ammoniaco, questo sale ne assorbe una piccola porzione e diviene nero. Secondo Stromeyer, passa allo stato di sottosale quando vi si aggiunge una piccola quantità d' alcali caustico; e, secondo Donovan, ottiensi lo stesso sale facendo bollire il sal neutro 20 a 30 volte di seguito coll' acqua, od esponendolo in uno stato di grande divisione ai raggi solari. Davy riguarda, e probabilmente con ragione, questi prodotti come miscugli di ossido mercurioso e di cloruro mercurioso non decomposti. Donovan ritrovò che, versando alcune gocce di potassa caustica sul calomelano in polvere fina, questo acquista un color bruno; egli spiega questo fenomeno ammettendo che formisi in tal caso un cloruro mercurico basico, mentre una porzione di mercurio viene ripristinata allo stato metallico.

Facendo bollire il sal neutro per lungo tempo coll'acido idroclorico concentrato, il cloruro mercurioso trasformasi in cloruro mercurico che si discioglie, ed in mercurio che viene ripristinato.

Cloruro mercurico. Lo si conosce in commercio sotto il nome di *sublimato corrosivo.* Si può ottenerlo con diversi metodi. Il metodo di prepararlo più sicuro e meno dispendioso, è meschiare in un mortaio parti uguali di solfato mercurico secco e di sale marino; introdurre il miscuglio in un matraccio a collo lungo e largo, o, meglio, in una storta a largo collo; metter questa in un crogiuolo che fa l'ufficio di bagno di sabbia, ed esporla ad un calore crescente a grado a grado. Si ottiene nel collo della storta un sublimato senza colore, cristallino, che è un cloruro mercurico, e rimane del solfato sodico al fondo. Secondo Sefström, si può del pari ottener questo sale facilissimamente, versando dell' acido idroclorico concentrato in una dissoluzione ugualmente concentrata e bollente di nitrato mercurioso, finchè l' acido non produce più precipitato, aggiungendo al liquore una quantità di acido idroclorico uguale a quella usata per operare la precipitazione, e facendo bollire il miscuglio. Il precipitato si ridiscioglie a poco a poco, e, lasciando freddare il liquore, il cloruro mercurico deponesi in bei cristalli. Si può parimente ottenerlo, sì disciogliendo immediatamente l' ossido mercurico nell' acido idroclorico, che facendo digerire coll' alcoole il miscuglio di solfato e di sale marino; l' alcoole allora discioglie il cloruro mercurico. Ma quest'ultimo metodo è difettoso, poichè l' alcoole discioglie nel tempo stesso il sal marino in eccesso, e conviene perdere l'alcoole che si distilla. Il cloruro mercurico ottenuto coll'uno o coll'altro di questi metodi, è cristallino, e forma aghi prismatici o prismi quadrilateri appiattiti, che non si alterano all' aria. Riscaldato, si fonde, entra in ebollizione e si volatilizza. Discioglîesi in sedici parti di acqua fredda ed in tre di acqua bollente, in due parti e un terzo di alcoole freddo ed in una e un sesto di alcoole bollente. L' etere freddo ne scioglie un terzo

del suo peso. Evaporando queste dissoluzioni all' aria libera, i vapori che svolgonsi sono impregnati di una piccola quantità di cloruro, ed hanno un odore particolare disaggradevole. Il cloruro mercurico non viene decomposto dall' acido solforico. L' acido nitrico lo scioglie più facilmente che l' acqua; ma evaporando la dissoluzione o lasciandola raffreddare, il sale cristallizza senza avere provato alterazione. L' acido idroclorico lo discioglie ugualmente meglio che l' acqua. Un pollice cubico di acido idroclorico concentrato bollente discioglie, secondo John Davy, quasi 1000 grani di cloruro mercurico, e la dissoluzione rappigliasi col raffreddamento in una massa cristallina a spezzatura iridescente, che si liquefà al solo calor della mano. Esposta all'aria, questa massa fiorisce, perde l'eccesso di acido e lascia il sale neutro. Viene pur decomposta colla distillazione. Questa combinazione sembra dunque essere un sale acido; è necessario per altro un nuovo esame. Il cloruro mercurico non assorbe il gas ammoniaco. Le sue dissoluzioni, esposte all' azione immediata dei raggi solari, divengono acide dopo alcun tempo, e depongono del cloruro mercurioso. I corpi combustibili lo decompongono a rilento, riducendo il cloruro mercurico allo stato di cloruro mercurioso; il quale effetto avviene molto più presto quando il miscuglio è colpito dai raggi del sole. Conviene dunque evitare di lasciar esposte al sole le dissoluzioni di cloruro mercurico contenenti gomma, materia estrattiva, olio essenziale, spirito di vino, o simili. Il cloruro mercurico adoprasi in medicina, e la sua azione venefica è energicissima, poco inferiore a quella dell' acido arsenioso. Si tentò, ma con poco buon esito, di usare il solfuro di potassio ne'casi di avvelenamento col sublimato corrosivo. Posteriormente Orfila scoprì che l'albume d'uovo era un antidoto tanto eccellente, che in pochi istanti arrestava la venefica azione di questo sale. Un individuo avea bevuto per errore troppo cloruro mercurico, e già manifestavansi gl' indici di avvelenamento al sopravvenire di Orfila. La proprietà che possede l'albumina di precipitare questo sale dal-

le sue dissoluzioni, determinò Orfila a ministrargli il bianco d'uovo che aveva ivi pronto. Il malato risanò, e da allora nuove esperienze confermarono la scoperta. Taddei pretende pure che il glutine produca un effetto analogo. Se versasi una dissoluzione di cloruro mercurico sulle materie animali, queste combinansi col sale, contraggonsi, divengono più solide, acquistano un color bianco e cessano di esser soggette alla putrefazione. Adoprasi il sublimato corrosivo per conservare alcune preparazioni anatomiche, e si è anche usato con buon esito per guarentire i cadaveri dalla putrefazione: a tal uopo, si mettono prima per qualche tempo in una soluzione di sublimato nell' acqua-vite forte.

Cloruro mercurico basico. Lo si ottiene facendo passare il cloro attraverso un miscuglio di acqua e di ossido mercurico. Questo a poco a poco acquista un aspetto cristallino brillante ed un colore nero-brunastro; somiglia allora al surossido di piombo. Si può anche ottenerlo facendo bollire il cloruro mercurico coll' ossido mercurico. Meschiando una dissoluzione di cloruro mercurico col clorito calcico, formasi un precipitato rosso-brunastro denso; e facendo bollire il liquore, questo precipitato si riduce in una polvere bruna carica, cristallina, brillante, sottilissima che è la medesima combinazione basica. Ad una temperatura elevata il cloruro mercurico basico viene decomposto; sublimasi del cloruro mercurico neutro, e rimane dell' ossido rosso. Avendo questo sale basico una grande somiglianza con vari surossidi, si era da prima creduto che fosse e' pure un surossido.

Cloruri mercurici doppi. Il cloruro mercurico combinasi con altri cloruri in varie proporzioni, per modo di produrre alcune combinazioni nelle quali la quantità di cloruro mercurico va crescendo da quella proporzione in cui esso contiene tanto cloro quanto il cloruro con cui è combinato fino alla proporzione in che ne contiene quattro volte altrettanto. Per ottenere questi composti disciolgonsi nell' acqua in diverse proporzioni i sali che voglionsi combi-

nare, e si abbandona il liquore all' evaporazione spontanea; il sale doppio allor cristallizza. Bonsdorff ottenne simili sali doppii col potassio, col sodio, coll' ammonio, coi radicali delle terre e colla più parte dei metalli; il che gli fece presumere che il cloruro mercurico potrebbesi riguardare come un vero acido, unendosi agli altri sali come altrettante basi. Bonsdorff annunziò che quando disciogliesi nell' acqua una quantità determinata di *cloruro potassico*, si satura la dissoluzione a 30° con cloruro mercurico polverizzato, si decanta il liquore, ci si aggiunge ancor una volta altrettanto cloruro potassico e lo si lascia evaporare, il sale potassico doppio cristallizza in grossi prismi romboidali. In questo composto i due sali contengono la quantità stessa di cloro e 4, 25 per cento di acqua di cristallizzazione; la quale proporzione basta esattamente a trasformare il potassio in potassa. La soluzione saturata a 30° abbandonata all' evaporazione spontanea, senza l' aggiunta anteriore di cloruro potassico, cristallizza in aghetti fini, simili all' amianto, ne' quali il cloro del sale mercurico sta a quello del sale potassico come 2 : 1, e la cui acqua basta per ossidare una doppia quantità di potassio. Saturando col cloruro mercurico la soluzione di cloruro potassico riscaldata a 60°, essa diviene solida raffreddandosi, e nei fini aghetti che in tal caso si formano, il cloro del sale mercurico sta a quello del sale potassico come 4: 1, e la quantità d' acqua basta per ossidare quattro volte altrettanto potassio di quello che rinchiude il sale.

Il *cloruro sodico* non forma che una combinazione, la quale cristallizza in prismi esaedri fini e regolari. In questo sale il cloro del sale mercurico sta a quello del sale sodico come 2 : 1, e l' acqua di cristallizzazione, che è 1, 78 per cento, basta per ossidare quattro volte la quantità di sodio contenuta nel sale.

Il *cloruro litico* fornisce un sal doppio deliquescente, la cui composizione non venne determinata.

Di tutti questi sali doppii uno solo era stato esaminato prima

delle indagini di Bonsdorff, cioè quello che forma il *cloruro ammonico*. I farmacisti lo chiamano *sale alembrot*. Cristallizza in prismi appiattiti, romboidali. E' composto di 28, 5 di cloruro ammonico, 65, 5 di cloruro mercurico e 5 di acqua. I due cloruri contengono la stessa quantità di cloro, e l' ossigeno dell' acqua basterebbe a trasformare il mercurio in ossido mercurico. Esposto all' aria secca, perde quest' acqua e diviene opaco, ma non muta forma.

Se versasi un alcali, particolarmente dell' ammoniaca, in un miscuglio di cloruro ammonico e di cloruro mercurico, si precipita un sale basico insolubile, composto di cloruro ammonico e di ossido mercurico, che è conosciuto nelle farmacie sotto il nome di *mercurio cosmetico* e di *mercurio precipitato bianco*. È composto di 19, 5 parti di cloruro ammonico e 8, 41 di ossido mercurico; il mercurio di quest' ultimo richiederebbe, per trasformarsi in cloruro mercurico, due volte altrettanto cloro che ne contiene il sale ammonico. La potassa e la soda caustiche decompongono questo sal basico, svolgendo l' ammoniaca e rendendo libero l' ossido mercurico; l' ammoniaca caustica, all' opposto, non lo intacca.

Secondo Bonsdorff, il cloruro mercurico forma col *cloruro baritico* un sal doppio cristallizzato in gruppi radiati che lievemente fioriscono all' aria secca. Il cloro del sale mercurico sta a quello del sale baritico come 2 : 1.

Il *sale stronzico* cristallizza in aghetti inalterabili all' aria.

Il sale calcico forma due combinazioni assai deliquescenti. Nell' una il cloro del sale mercurico sta a quello del sale calcico come 5 : 1, e nell' altra come 2 : 1. La prima cristallizza in tetraedri, la seconda in prismi esaedri. L' acqua fredda decompone il primo di questi sali sciogliendo il secondo e lasciando del cloruro mercurico; l' acqua calda, al contrario, lo scioglie senza decomporlo.

Il *sale magnesico* può del pari ottenersi in due proporzioni. L'uno di questi sali è laminare, ed il cloro de' due sali vi si trova nella relazione di 3 : 1; l' altro sale è romboide e contiene uguali

quantità di cloro in amendue i sali. Questi due cloruri doppi sono molto deliquescenti. I sali doppi prodotti dall'*ittrio*, dal *glicio* e dal *cerio* sono cristallizzabili. I sali doppi che formano il *manganese* e lo *zinco* offrono questo di particolare che, disciogliendovisi un eccesso di cloruro mercurico, questo eccesso cristallizza coll' evaporazione in bei cristalli voluminosi; in nessun altro caso il cloruro mercurico si può ottenere sotto questa forma. Il sale doppio *manganoso* cristallizza in prismi romboidali di color roseo; la quantità di cloro è uguale nei due sali. Il sale zinchico è deliquescente. Il sale doppio *ferroso* è isomorfo al sale manganoso, e composto nella medesima guisa di questo. Il *cobalto*, il *nichelio* ed il *rame* producono de' sali doppi cristallizzabili che non si alterano all' aria. Il cloruro piombico, al contrario, non sembra formare un simile sal doppio.

Cloruro e *solfuro mercurico.* Facendo giungere una corrente di gas solfido idrico in una dissoluzione di cloruro mercurico, formasi, nel primo momento della decomposizione del cloruro, un precipitato bianco da lungo tempo tenuto per cloruro mercurioso e che Taddei annunziò esser una combinazione di cloruro mercurioso e di solfo; finchè H. Rose fece vedere ch'esso era una combinazione di solfuro e di cloruro mercurici, vale a dire una combinazione basica nella quale il cloruro viene trasformato in sal basico da una solfobase, mentre son d'ordinario le ossibasi che fanno passare i sali aloidi allo stato di sali basici. Il solfuro mercurico possede la proprietà di combinarsi eziandio con altri sali mercurici. La combinazione rimane per qualche tempo sospesa nel liquido, e quando vuolsi raccorla sopra un feltro, il liquido passa attraverso la carta simile al latte. E' dunque necessario attendere che deponga. Ottiensi lo stesso composto facendo digerire il solfuro mercurico recentemente precipitato (il cinabro sublimato è senza azione) con una dissoluzione del cloruro; in tal caso il solfuro diviene a poco a poco bianco, e precipita tutto il cloruro. Rimane bianco, diseccandosi. Esponendo que-

sto composto ad una temperatura elevata, sublimasi dapprima del cloruro mercurico, poi del solfuro. L' acqua bollente, gli acidi solforico, nitrico ed idroclorico, anche concentrati, non lo intaccano. Se si fa passare una corrente di gas solfido idrico attraverso l'acqua contenente in sospensione una certa quantità di tale composto, questo convertesi tutto in solfuro mercurico. Gli alcali lo decompongono. S' impadroniscon del cloro e lasciano dell' ossisolfuro mercurico. E' composto di 36,8 parti di cloruro e 63, 2 di solfuro ; il mercurio di questo sta a quello del primo come 2: 1.

Bromuro mercurioso. Precipita sotto forma d'una polvere bianca insolubile quando si meschia un bromuro col nitrato mercurioso.

Bromuro mercurico. Lo si ottiene trattando il mercurio od il sale precedente coll' acqua e col bromo. E' solubile nell' acqua e fornisce de' cristalli scoloriti. Sottomesso all'azione del calore, entra in fusione e si sublima. Disciogliesi nell' alcoole. Gli acidi solforico e nitrico lo decompongono. Trattato col gas solfido idrico, produce una combinazione di bromuro e di solfuro, che ha la massima analogia con quella prodotta dal cloruro. E' giallastra e corrisponde per la sua composizione al composto formato dal cloruro.

Il bromuro mercurico si combina con altri bromuri e così produce de' sali doppi cristallizzati, che contengono acqua di cristallizzazione. Nel bromuro doppio *mercurico* e *potassico*, il sale mercurico contiene, secondo Bonsdorff, due volte altrettanto bromo del sale potassico; inoltre questo sale contiene una quantità d' acqua, il cui ossigeno è doppio di quello necessario a trasformare il potassio in potassa. Sembra esistere un sale doppio potassico, il quale contiene metà meno di bromuro mercurico che il sale precedente. Del resto, tutti questi sali doppi hanno la maggiore analogia coi cloruri doppi corrispondenti.

Ioduro mercurioso. Lo si ottiene cogli stessi metodi del cloro: la via umida offre il miglior mezzo di preparazione. Il sale presenta-

si sotto forma d' una polvere verde carica che diviene rossa quando riscaldasi. Alla luce solare acquista una tinta più carica ; riscaldandola rapidamente, entra in fusione e sublimasi senza nulla alterarsi; riscaldandola a rilento, fornisce dell'ioduro mercurico e del mercurio. E' leggermente solubile nell' ioduro potassico e nel nitrato mercurioso.

Ioduro sottomercurioso (mercurioso-mercurico). Venne scoperto da Boullay, figlio. Lo si ottiene precipitando coll' ioduro potassico una dissoluzione di mercurio nell' acido nitrico contenente più ossido mercurico che ossido mercurioso, e facendo digerire il precipitato ad un dolce calore con una dissoluzione di sale marino. Questo discioglie l' ioduro mercurico, e lascia una polvere gialla, che è l'ioduro sottomercurioso. Si può del pari ottenerlo precipitando il nitrato mercurioso coll' ioduro potassico, in cui siasi anticipatamente disciolta una quantità di iodo uguale alla metà di quella che contiene l' ioduro. L' ioduro giallo allor si precipita immediatamente. Avendo aggiunto troppo iodo all' ioduro potassico, si perviene con facilità a disciorre l' eccesso di ioduro mercurico contenuto nel precipitato, trattandolo coll' alcoole. L' ioduro sottomercurioso viene decomposto coll' ebollizione ; formasi dell' ioduro mercurico, e del mercurio viene ripristinato. Si può riguardare questa combinazione come un ioduro semplice, in cui il metallo è combinato con una volta e mezza altrettanto iodo che nell' ioduro mercurioso ; o come un ioduro doppio, nel quale l' ioduro mercurioso contiene altrettanto mercurio dell'ioduro mercurico.

Ioduro mercurico. Precipitasi sotto forma d'una polvere scarlatto quando si mesce una dissoluzione di ioduro potassico con un sale mercurico ; entra facilmente in fusione e diviene allor gialla; sublimasi in lamine romboidali, dapprima gialle, che divengono rosse col raffreddamento. Ove se ne sublimi una quantità alquanto considerevole, si ottengon de' gruppi di cristalli grandi, d' un giallo di solfo, che, secondo Hayes, non cangian colore all' aria, nè meno esposti

ai raggi solari; ma se si raschiano in qualche parte con una punta fina o si comprimono fortemente, essi arrossano in questo luogo, e tale mutazione di colore non tarda ad estendersi fino alle estremità più lontane de' cristalli. L' ioduro mercurico sciogliesi sì nell'alcoole che negli acidi, specialmente mediante il calore, e cristallizza col raffreddamento del liquore. Secondo Boullay, figlio, l' acido idriodico concentrato discioglie tale proporzione di ioduro mercurico, che il sale mercurico contiene due volte altrettanto iodo dell' acido. Ma questa combinazione non puossi ottenere che sotto forma liquida, e l' acqua ne precipita la metà dell' ioduro disciolto.

Ottiensi una combinazione di *solfuro* e di *ioduro* mercurici, trattando l' ioduro con acqua carica di gas solfido idrico. La combinazione ha molta tendenza a mantenersi sospesa nell' acqua; essa è gialla e composta degli stessi multipli che la combinazione del cloruro col solfuro.

L' ioduro mercurico forma cogli altri ioduri una serie di sali doppi, estesa quanto quella prodotta dai cloruri doppi. Gli ioduri doppi vennero esaminati da Boullay, figlio. La combinazione può avvenire in tre proporzioni, secondo le quali la quantità d' iodo è uguale ne' due ioduri, o l' ioduro mercurico ne contiene due o tre volte altrettanto dell' altro ioduro. La combinazione intermedia sembra offrire generalmente più stabilità ed avere maggior tendenza a cristallizzare. Il sale potassico a questo grado di combinazione cristallizza in prismi quadrilateri d' un giallo di solfo, e talvolta in ottaedri. Il sale ammonico prende la stessa forma e lo stesso colore.

L' ioduro mercurico si combina pure coi cloruri. Una dissoluzione concentrata e bollente di cloruro potassico scioglie una quantità d' ioduro mercurico uguale a 0,584 del peso del sale potassico sciolto. L' ioduro mercurico si discioglie pure nell' acido idroclorico ed in una soluzione calda di cloruro mercurico; durante il

raffreddamento di questo liquore si separa, secondo Boullay, un precipitato giallo, contenente 37, 63 parti di cloruro e 62, 37 di ioduro, le quali contengono la stessa quantità di mercurio. Liebig, saturando coll' ioduro mercurico una simile dissoluzione riscaldata fino al punto di ebollizione, ottenne de' cristalli bianchi dendritici, ne' quali l' ioduro era combinato con due volte altrettanto cloruro che nel precipitato giallo.

Fluoruro mercurioso. Non è certezza di averlo potuto produrre. Se meschiasi il calomelano col fluoruro sodico, e si riscalda il miscuglio in un matraccio di vetro, ottiensi un sublimato bianco, che contiene del cloro e del fluoro. L' acido idrofluorico non intorbida la dissoluzione del nitrato mercurioso; evaporando il liquore, l' acido idrofluorico si volatilizza ed il nitrato cristallizza senza avere provato cangiamento.

Fluoruro mercurico. Versando l' acido idrofluorico sull' ossido mercurico, questo trovasi convertito in una polvere d'un giallo-arancio chiaro, che sciogliesi quando si aggiunge dell' acqua al liquore; allora, evaporando la soluzione, si ottengono de' cristalli prismatici d' un giallo carico, che sono un fluoruro mercurico. L' acqua decompone il sale cristallizzato in sale acido che si discioglie, ed in sale basico insolubile che è d'un bel color giallo, e somiglia al sottosolfato. La soluzione fornisce di nuovo de' cristalli di sale neutro quando scacciasi l'eccesso d' acido coll'evaporazione. Ne' vasi di platino il sale può sublimarsi in piccoli cristalli di un giallo chiaro; ma il platino viene intaccato durante l' esperimento, e formasi una massa bruna che si discioglie pure in bruno nell'acido idroclorico, e fornisce coll' ammoniaca caustica un precipitato bruno. Riscaldando questo precipitato fino al rovente, si volatilizza, lasciando un debole residuo di platino; esso sembra costituire un sal doppio. Quando sublimasi il sale mercurico in un vase di vetro, si ottiene del mercurio e del gas fluorido silicico. Il gas solfido idrico produce nella dissoluzione di questo sale un precipitato bianco, pesante, che con-

tiene del fluoruro e del solfuro mercurici, combinati insieme dietro i multipli che indicammo parlando del cloruro. Con una forte disseccazione esso perde un poco d' acqua e ingiallisce; ma ritorna bianco quando si mette in contatto coll'acqua. Trattato con acqua bollente, le cede il fluoruro, mentre il solfuro rimane indisciolto.

Fluoruro ammonico-mercurico. Questo sale doppio è bianco, polveroso, insolubile nell'acqua.

Fluoruro silicico-mercurioso. Lo si ottiene facendo digerire l'ossido mercurioso, appena precipitato ed ancor umido, coll'acido idrofluosilicico: durante la quale sperienza il colore dell'ossido mercurioso passa al giallo di paglia pallido. Una parte del sale disciogliesi nell'acido libero, ed evaporando il liquore si può ottenerlo sotto forma di piccoli cristalli. Disciogliesi in piccola quantità nell' acqua, anche quando non contiene acido in eccesso. La soluzione ha un debole sapore metallico, e viene fortemente precipitata dall'acido idroclorico.

Fluoruro silicico-mercurico. Non si discioglie che in un eccesso di acido. Durante l' evaporazione del liquido, esso cristallizza in piccoli aghi leggermente giallastri. Viene decomposto dall'acqua che scioglie un sale acido e separa un sale con eccesso di base sotto forma d' una polvere gialla. La dissoluzione acida abbandonata all' evaporazione spontanea, forma uno sciloppo che non cristallizza che dopo essere stato evaporato mediante il calore. Nella distillazione si svolge del gas fluorido silicico, poi il vetro viene decomposto dal fluoruro mercurico rimanente. Il sale basico giallo, ottenuto col mezzo dell'acqua, viene annerito dall'ammoniaca: ripiglia però il suo colore quando vi si aggiunge dell' acqua.

Cianuro mercurico. Versando l'acido idrocianico sull'ossido mercurioso, formasi del cianuro mercurico e si separa del mercurio allo stato metallico. Si prepara il cianuro mercurico nel modo seguente. Si fan bollire due parti di buono azzurro di Prussia ridotto in polvere fina con una parte di ossido mercurico ed otto parti d'acqua, e si arresta la ebollizione soltanto quando il miscuglio è d'un bruno chiaro. Allor lo si feltra

e si evapora il liquore fino al punto di cristallizzazione. In tal circostanza il mercurio ed il ferro si scambian fra loro il cianogeno e l'ossigeno, il ferro si ossida a scapito dell'ossido mercurico, e cede a questo il cianogeno. Il liquore feltrato, che contiene il cianuro mercurico, non è scevro del tutto di ferro. È mestiero farlo digerire con un poco di ossido mercurico che precipita l' ossido ferrico. Si feltra poscia il liquore, e, per saturarlo completamente, si meschia con alquanto acido idrocianico. Affine di preparare l' acido idrocianico di cui si abbisogna a tal uopo (è noto che quest'acido non si conserva lungo tempo), si fa passare una corrente di gas solfido idrico attraverso il liquore, che si ha la cura di mescere incessantemente finchè cominci a diffondere l' odore dell' acido idrocianico, e persista quando si mesce fortemente il licore; allora si feltra la dissoluzione e la si evapora fino al punto di cristallizzazione. Winkler indica, per preparare il cianuro mercurico, il seguente metodo, che pare molto più semplice. Si mescono 15 parti di cianuro ferroso-potassico ridotto in polvere fina con 13 parti di acido solforico concentrato e 100 parti di acqua; distillasi questo miscuglio fino a secchezza dopo aver posto nel recipiente 30 parti di acqua. Si mette da parte una porzione dell'acido idrocianico stillato, si meschia il rimanente con 16 parti di ossido mercurico in polvere fina, e si rimescola finchè l' odore dell' acido idrocianico non vi sia più. Allora si decanta e si versa nel liquido la porzione di acido già messa a parte: in tal guisa il sal basico che si è potuto formare trovasi saturato del tutto. Questa operazione fornisce 12 parti di cianuro mercurico, e, trattando coll' acqua il residuo che trovasi nella storta, si ottengono ancora 5 parti di azzurro di Prussia puro. Il cianuro mercurico cristallizza in prismi a base quadrata, che sono talvolta trasparenti, tal altra opachi, e non contengono punto d' acqua di cristallizzazione. Questo sale viene decomposto dall' azione del calore; svolgesi lentamente del gas cianogeno, ed il mercurio viene ripristinato, come dissi trattando della preparazione del cianogeno. È poco solubile nell' alcoole, sciogliesi facilmente nell' acqua, ed in quantità

molto maggiore nella bollente che nella fredda. Ha lo stesso sapore che caratterizza i sali mercurici, e preso internamente produce gli stessi effetti velenosi. Se riempiesi una campana, sopra il mercurio, di gas acido idrocianico, anticipatamente meschiato con un altro gas per evitare che l' azione divenga troppo violenta, e poscia introducasi un poco di ossido mercurico nella campana, il mercurio combinasi tosto al cianogeno, e l'ossigeno dell'ossido e l'idrogeno dell'acido producono dell'acqua, la quale viene volatilizzata dal calore svoltosi nella combinazione de' due corpi, e si condensa in gocciolette sulle pareti della campana. L'affinità del cianogeno pel mercurio è sì grande, che l' ossido mercurico decompone tutti i cianuri, perfino quello di potassio, producendo così della potassa caustica. Tranne il solfido idrico e gli acidi idriodico e idroclorico, niun acido decompone il cianuro mercurico. L'acido nitrico lo scioglie senza decomporlo. Se versasi l' acido solforico concentrato su questo sale, esso gonfiasi e si trasforma in una massa simile alla colla di amido, che spande un debole odore di acido idrocianico, e forma, quando riscaldasi, del solfato mercurico; in tal circostanza, il cianogeno viene decomposto, a scapito dell' acido, con produzione di ammoniaca, di gas acido solforoso e di gas acido carbonico. Se meschiasi la materia simile alla colla con un eccesso di acido solforico, una piccola parte si discioglie nell' acido; versando allora dell'acqua nella dissoluzione, questa s' intorbida, ma ritorna limpida allorchè vi si aggiunge una maggiore quantità d' acqua. Ecco la spiegazione di tale fenomeno. Il cianuro mercurico forma coll' acido solforico un sale che si discioglie nell'acido solforico concentrato, e si precipita quando questo si diluisce; con una maggiore quantità d'acqua, questo sale si decompone, e il cianuro mercurico sciogliesi nell' acqua. Il cianuro mercurico discioglie, mediante la digestione, una grande quantità d' ossido mercurico, e si trasforma così in *cianuro mercurico basico.* Questo sale si scioglie meglio nell' acqua del cianuro neutro, cristallizza più difficilmente e forma piccoli cristalli aciculari. Stillato, fornisce dell' acido i-

drocianico, dell' acqua, del cianuro ammonico e del gas acido carbonico.

Cianuro potassico-mercurico. Lo si ottiene sciogliendo il cianuro mercurico nel cianuro potassico ed evaporando il liquore. Il sale cristallizza in ottaedri bianchi e trasparenti. Sottomesso all' azione del calore, crepita fortemente, si fonde in un liquido bruno e fornisce del gas cianogeno e del mercurio.

Il *cianuro mercurico* e l' *ioduro potassico* formano, combinandosi, un sale doppio, poco solubile nell'acqua, che si ottiene meschiando le dissoluzioni saturate de'due sali. Precipitasi in pagliette brillanti che hanno, dopo la diseccazione, uno splendore simile a quello dell'argento polito. Questi cristalli divengono più voluminosi quando si mescono le soluzioni a caldo; ma sono più belli, avvegnachè più piccoli, quando si versa la dissoluzione acquea del cianuro a poco a poco in una dissoluzione dell'ioduro nell'alcoole. Questo sale disciogliesi in 16 parti di acqua fredda ed in 96 d' alcoole freddo. Secondo Liebig, il mercurio è combinato nel cianuro con due volte altrettanto cianogeno che occorrerebbe al potassio dell'ioduro per trasformarsi in cianuro potassico. Gli acidi, anche diluiti, ne precipitano l' ioduro mercurico, e svolgono dell' acido idrocianico.

Cianuro mercurico e *cromato potassico.* Evaporando una dissoluzione mista di questi due sali, essi combinansi per produrre un sal doppio che forma de' cristalli lamellosi, longitudinali, gialli, inalterabili all'aria, solubilissimi nell'acqua. Se si riscalda questo sale, piglia fuoco ed abbrucia. Gli acidi forti ne svolgono dell' acido idrocianico. Esso non viene decomposto dagli alcali, sì bene dai sali terrosi e metallici, che ne precipitano de' cromati. Il cromato potassico è il solo cromato che si abbia potuto combinare col cianuro mercurico.

Cianuro mercurico e *formiato potassico.* Secondo Winkler, si ottiene questo sale doppio sciogliendo nell' acqua due parti di formiato potassico e tre di cianuro mercurico, ed evaporando la soluzione ad

un dolce calore. Il sal doppio deponesi in pagliette lucenti come il vetro. È solubilissimo nell' acqua e facile a ridursi in polvere. Contiene tal proporzione di cianuro, che il mercurio richiederebbe per passare allo stato di ossido mercurico una quantità di ossigeno uguale a quella che contiene la potassa del formiato.

Solfocianuro mercurioso. Si ottiene questo sale riscaldando la soluzione del sale seguente con un eccesso di ossido mercurico; il solfocianuro mercurioso deponesi allor sotto forma d' una polvere gialla di cedro, nulla, cristallina e insolubile nell' acqua. Si può del pari preparar questo sale meschiando il cianuro mercurico con un quinto del suo peso di solfo in piccoli pezzi, e stillando il miscuglio a un calore a poco a poco crescente. Se la massa venne intimamente meschiata, essa rigonfiasi con tal violenza durante la decomposizione, che l' apertura del vase ne rimane ostruita. In tal circostanza la metà del cianogeno si combina col solfo e col mercurio per produrre il solfocianuro, mentre l'altra metà viene in parte scacciata, in parte decomposta dal solfo e trasformata in solfido carbonico ed in gas nitrogeno. Essendo stillato tutto il solfo, il solfocianuro rimane nella storta. Ad una temperatura più elevata di quella a cui il solfo distilla, il solfocianuro si decompone e fornisce del cinabro e del gas cianogeno. Esponendo una piccola quantità di questo sale ad una temperatura istantaneamente elevata, per esempio, in un tubo di vetro chiuso a una estremità, una parte sublimasi senz' alterarsi in una massa cristallina, semi-trasparente, d'un giallo di cedro. Facendo bollire il solfocianuro mercurioso coll' acido idroclorico concentrato, una piccola parte del sale disciogliesi, ma si precipita aggiungendo dell' acqua al licore. L' acqua regia non lo intacca, a meno che preparata non sia con acidi concentrati, nel qual caso il sale si decompone lentamente; ed aggiungendo dell' acqua all' acido con cui si fa bollire per qualche tempo, costantemente precipitasi una porzione di solfocianuro non decomposto. Questa indifferenza, se oso di così esprimermi, verso acidi che a sì alto grado posseggono il potere di ossidare i corpi, è os-

servabilissima, poichè ognuno de' costituenti questo sale, preso isolatamente, verrebbe ossidato nelle circostanze medesime.

Solfocianuro mercurico. Lo si ottiene neutralizzando l'acido idrocianico coll' ossido mercurico e abbandonando la dissoluzione all' evaporamento spontaneo. Il sale cristallizza a rilento in cristalli radiati che hanno un sapore acre e metallico. Nella distillazione esso viene distrutto, e il solfocianogeno, ch' esso abbandona alla prima impressione del calore, viene decomposto a spese dell' acqua che entra nella composizione de' cristalli. Allora formasi del carbonato ammonico, del gas nitrogeno, del solfido carbonico e del gas cianogeno, e nella storta rimane un corpo giallo o brunastro che è un solfocianuro mercurioso.

B. *Ossisali di mercurio.*

a. *Sali a base di ossido mercurioso.*

Solfato mercurioso. Lo si ottiene riscaldando una parte di mercurio con una parte e mezzo di acido solforico concentrato, finchè il mercurio disciogliesi con isvolgimento di gas acido solforoso, ed interrompendo la digestione al momento in cui tutto il mercurio è convertito in una polvere bianca. In tale sperienza è mestiero evitare d' inalzar la temperatura fino al punto di ebollizione dell'acido, poichè formerebbesi una certa quantità di sale mercurico. Si lava la massa salina con un po' d' acqua fredda, finchè l' acqua di lavacro non abbia più sapor acido. Il solfato mercurioso disciogliesi difficilmente nell' acqua; esige per la sua soluzione 500 parti di acqua fredda e 300 d' acqua bollente, e cristallizza in prismi. E' solubile nell' acido solforico diluito; secondo Fourcroy, la dissoluzione fornisce de' cristalli di un sale acido. Gli alcali caustici producono, nella dissoluzione bollente del solfato mercurioso, un pre-

cipitato grigio di sottosolfato; se mettesi un eccesso di alcali, ottiensi dell' ossido mercurioso puro.

Solfito mercurioso. Questo sale non sembra esistere; l' acido solforoso forma un solfato mercurioso coll' ossido mercurico, e quando aggiungesi a questo sale una maggior quantità d' acido solforoso, l' ossido mercurioso viene ridotto allo stato metallico. Lo stesso accade quando si tratta un sale mercurioso coll' iposolfito potassico; formasi istantaneamente un solfuro di mercurio. Quando anche il liquore non contenesse che un centomillesimo di nitrato mercurioso, esso piglia un color bruno, proveniente dal solfuro di mercurio che formasi allorchè vi si aggiunge l' iposolfito.

Nitrato mercurioso. 1.° *Nitrato neutro.* Secondo Mitscherlich, giovane, lo si ottiene sciogliendo il mercurio in un eccesso di acido nitrico freddo, o disciogliendo nell'acido nitrico il seguente sale basico cristallizzato. Deponesi facilmente in cristalli senza colore. Riscaldato con una piccola quantità d'acqua, vi si discioglie senza decomporsi; con una grande quantità d'acqua, al contrario, viene decomposto in sal acido solubile e in sale basico insolubile; la quale decomposizione non avviene se il liquore contenga un po' d' acido libero. Questo sale contiene, secondo Mitscherlich, giovane, 6,37 per cento di acqua, il cui ossigeno è doppio di quello dell' ossido mercurioso.

2.° *Sottonitrato mercurioso.* Lo si ottiene tanto trattando, alla temperatura ordinaria, una grande quantità di mercurio coll' acido nitrico allungato (nel qual caso si forma dapprima del sal neutro), come riscaldando l' ossido mercurioso colla dissoluzione del sale neutro. Cristallizza facilmente in grossi prismi trasparenti. Riscaldato con poca acqua, vi si discioglie; molta acqua lo decompone. Contiene 3,52 per cento di acqua, il cui ossigeno è uguale a quello dell' ossido mercurioso. L' ossigeno dell' ossido sta a quello dell' acido come 3 : 10, o come 1 $\frac{1}{2}$: 5. Questo sale venne scoperto da Mitscherlich, giovane. Le altre combinazioni basiche che si otten-

gono aggiungendo dell' alcali alla dissoluzione d' uno di questi due sali o trattando i cristalli coll' acqua, non sono, secondo il suddetto Mitscherlich, che miscugli di vari gradi di saturazione fra loro o coll' ossido mercurioso. È impossibile con questo mezzo ottenere combinazioni definite. Trattando questi sali cogli alcali o coll' acqua, formasi prima un precipitato bianco che indi passa al grigio chiaro, e da ultimo diviene di un grigio intenso. Un eccesso di alcali precipita l' ossido mercurioso puro.

Nitrato ammonico-mercurioso (mercurio solubile di Hanemann). Lo si ottiene aggiungendo l' ammoniaca alla dissoluzione del sale precedente. Aggiungendoci troppa ammoniaca, la polvere nera diviene di un bianco-grigiastro; se allora si esamina il liquore soprastante, si trova contenere ossido mercurico; e riscaldando il precipitato o facendolo bollire con acido idroclorico, si separa del mercurio metallico. Così sembra che l' affinità dissolvente che esercita il nitrato ammonico sopra il nitrato ammonico-mercurico basti per determinare la trasformazione dell' ossido mercurioso in mercurio ed in ossido mercurico. Non conviene dunque aggiungere mai ammoniaca concentrata alla dissoluzione; poichè in tal caso vi avrebbe eccesso di ammoniaca in un punto del liquido, e la decomposizione onde parlai opererebbesi in questo luogo. Quindi risulta che, per avere tale combinazione allo stato di purezza, conviene adoprare un' ammoniaca allungatissima, costantemente rimescere la soluzione del sale mercurioso mentre vi si versa l' alcali, e arrestarsi quando il liquore incomincia a reagire alla guisa degli alcali. Questo sal doppio è formato di nitrato ammonico e di ossido mercurioso, e l' ossigeno dell' acido nitrico, la cui quantità è 7,68 per cento, sta a quello dell' ossido mercurioso come 5 : 3. Questi rapporti furono determinati da Mitscherlich. Se aggiungesi una maggior quantità d' ammoniaca al liquore feltrato, derivante dal precipitato nero, formasi un precipitato bianco che non si discioglie, secondo Soubeiran, nè nell' acqua fredda, nè nell' acqua bollente.

E', al contrario, solubile negli acidi nitrico e idroclorico; gli alcali lo precipitano da queste dissoluzioni. L' ammoniaca lo scioglie in grande quantità. Il gas solfido idrico ne separa del solfuro mercurioso. Contiene, secondo Soubeiran, un terzo più di ossido mercurioso del sal precedente, di guisa che l' ossigeno dell' ossido sta a quello dell' acido nitrico del sale ammonico come 4 : 5.

Nitrito mercurioso. E' ancora ignoto allo stato neutro.

Il sale *basico* si produce facendo bollir lungo tempo il nitrato mercurioso con un eccesso di mercurio: il liquore diviene allora a grado a grado di un giallo carico. Ottiensi la combinazione medesima esponendo il nitrato mercurioso ad un dolce calore, o facendo fondere questo sale sopra il mercurio, e applicandovi il calore con precauzione. Il sale basico forma una polvere gialla di cedro, poco solubile nell' acqua.

Fosfato mercurioso. Precipitasi sotto forma di una polvere bianca, cristallina, insolubile in un eccesso di acido fosforico. Esposto all' azione del calore, viene decomposto e fornisce per residuo dell' acido fosforico contenente pochissimo mercurio.

Fosfiti di mercurio. Questi sali non esistono, poichè l' acido fosforoso decompone non solo gli ossidi, ma tutti i sali di mercurio, e ne separa il mercurio sotto forma metallica.

Clorato mercurioso. Lo si prepara sciogliendo l' ossido mercurioso nell' acido clorico. Forma de' grani cristallini, poco solubili, di un giallo chiaro. Riscaldato, si decompone con una lieve detonazione, e fornisce del gas ossigeno e del cloruro mercurico.

Bromato mercurioso. Questo sale si precipita sotto forma di una polvere insolubile, d' un giallo chiaro. Disciogliesi nell' acido nitrico.

Iodato mercurioso. E' bianco e non si discioglie nell'acqua.

Carbonato mercurioso. Lo si ottiene precipitando il nitrato mercurioso col carbonato potassico. Il precipitato si forma senza effervescenza, ed ha un color bianco; ma facendo bollire il liquore,

svolge dell' acido carbonico e diviene grigio. Disciogliesi nell' acqua impregnata di acido carbonico, o in un eccesso di carbonato alcalino.

Acetato mercurioso. Il miglior metodo di ottenerlo è meschiare delle dissoluzioni ancor calde di nitrato mercurioso e di acetato potassico. Durante il raffreddamento del liquido il sale cristallizza in leggere pagliette fine e brillanti. E' appena solubile nell'acqua fredda, e decomponesi in parte quando si tratta coll' acqua calda.

Ossalato mercurioso. Lo si ottiene precipitando il nitrato mercurioso con un ossalato alcalino. E' una polvere bianca, quasi insolubile nell' acqua, che si decompone con una leggera esplosione quando si riscalda o si percuote debolmente.

Ossalato potassico-mercurioso. Lo si prepara disciogliendo l' ossido mercurioso nel surossalato potassico. Cristallizza in prismi obliqui.

Borato mercurioso. Lo si ottiene meschiando una dissoluzione di nitrato mercurioso con una dissoluzione di borace, ed evaporando il miscuglio ; il borato mercurioso cristallizza allora in pagliette brillanti. Facilmente disciogliesi nel sale ammoniaco. L' acido borico solo non produce alcun precipitato, nè meno in una dissoluzione concentratissima di nitrato mercurioso.

Tartrato mercurioso. Disciogliesi difficilmente, e cristallizza in pagliette bianche, brillanti.

Pirotartrato mercurioso. Forma un precipitato bianco.

Citrato mercurioso. E' una polvere bianca, poco solubile nell' acqua, solubilissima nell' acido nitrico.

Malato mercurioso Non è conosciuto.

Piromalato mercurioso. E' un precipitato bianco.

Piromucato mercurioso. E' ugualmente bianco insolubile.

Benzoato mercurioso. E' una polvere bianca, difficile a sciorsi. E' volatile, e si sublima in cristalli bianchi penniformi.

Il *gallato* ed il *succinato mercuriosi* sono senza colore e insolubili.

Fulminato mercurioso. Lo si ottiene sciogliendo una parte e due terzi di mercurio puro in venti parti di acido nitrico della densità di 1, 36 a 1, 38, e aggiungendo alla dissoluzione freddata ventisette parti d' alcoole della densità di 0, 85. Il miscuglio riscaldasi al bagno di sabbia finchè entri in ebollizione, e si ritira dal fuoco quando il liquore comincia a intorbidarsi. L' ebollizione continua poscia di per sè stessa, e si accresce per guisa che il liquido verrebbe scacciato fuori del vase se non vi si versassero piccole porzioni d' alcoole tosto che la ebollizione minaccia di divenir troppo forte; l' alcoole, che a tal uopo si usa, deve essere di un peso uguale a quello dell' alcoole già adoperato. Quando è cessato ogni movimento nel liquido, raccogliesi il fulminato sur un feltro. E' di un grigio-giallastro. Per isceverarlo dal mercurio che vi si trova unito, lo si discioglie nell' acqua bollente, e si fa ripetutamente cristallizzare; allor piglia la forma di piccoli cristalli dendritici bianchi, di lucentezza setacea e dolci al tatto. Evaporando l' acqua-madre acida e le acque-madri provenienti dalle diverse cristallizzazioni, si ottiene una nuova quantità di questo sale. Il fulminato mercurioso distinguesi per la sua proprietà di bruciare con una esplosione violentissima allorchè si riscalda fin a' 186°, o che sottomettesi ad una forte percossa. La scintilla elettrica e le scintille di di un battifuoco d' acciaio lo fanno pur detonare ugualmente che l' acido solforico e l' acido nitrico concentrati. Nella esplosione si svolge del gas acido carbonico e del gas nitrogeno, e quando il sale è umido si svolge un po' d' ammoniaca. Questo sale venne scoperto da Howard, e per ciò appunto si dimandò *mercurio fulminante di Howard.* Egli tentò sostituirlo alla polvere da schioppo; ma trovò che la esplosione avveniva in tempo sì corto, che il fucile crepava prima che il proiettile fosse mosso. Da qualche tempo si usa vantaggiosamente come polvere di percussione in iscambio del

miscuglio di clorato potassico, carbone e solfo: a tal uopo si mesce il sal umido con un po' di tintura di bel gioino (che lo impasta diseccandosi), introducesi a goccia a goccia in piccoli bocciuoli, di cui ho parlato trattando del clorato potassico, e lo si disecca.

Facendo bollire il fulminato mercurioso con un alcali caustico o una terra alcalina, si decompone per metà e fornisce de' sali doppi nei quali l' alcali è sostituito alla metà dell' ossido mercurioso precipitato. Il sale potassico, che non sempre si riesce a ottenere, deponesi in cristalli gialli, che affettan la forma di stelle e detonano per l'azione del calore. Il sale cristallizzato ridisciolto non più cristallizza, ed il licore diviene latteo durante il raffreddamento. Spessissimo ottiensi, in vece del sale cristallizzato, una polvere gialla che non fa esplosione. Si ottiene il sale ammonico sciogliendo il fulminato mercurioso mediante un dolce calore nell' ammoniaca caustica; durante il raffreddamento il sale doppio deponesi; esso è giallo e granelloso, e detona con violenza. Facendo bollire il miscuglio, si ottiene una polvere gialla chiara che non fa esplosione.

Selenito mercurioso. Lo si ottiene per doppia decomposizione, o versando a goccia a goccia dell'acido selenioso in una dissoluzione di nitrato mercurioso. Forma una polvere bianca, insolubile nell' acqua. Riscaldato, si fonde in un liquido bruno, che diviene più chiaro, raffreddandosi, e piglia un color giallo. Ad una temperatura più elevata questo liquido entra in ebollizione, e distilla in gocciole di color carico, che divengono col raffreddamento di un giallo di succino e sono d' ordinario trasparenti. La potassa caustica decompone questo sale e rende libero l'ossido mercurioso. L'acido idroclorico lo decompone del pari; il cloruro mercurico e l' acido selenioso disciolgonsi, e rimane indisciolto del selenio ripristinato.

Arseniato mercurioso. E' una polvere bianca, insolubile nell' acqua, che si discioglie nell' acido idroclorico.

Arsenito mercurioso. Comportasi come il sale precedente. Lo si

ottiene o per doppia decomposizione, o facendo digerire il mercurio coll' acido arsenico.

Cromato mercurioso. E' una polvere di un giallo-arancio, il cui colore è più o meno intenso, secondo il grado di concentrazione del liquore da cui venne precipitata. E' insolubile nell'acqua, ma si discioglie nell' acido nitrico, e in tal caso trasformasi in sale mercurico a scapito dell' acido cromico; gli alcali adunque precipitano da questa soluzione da prima del cromato mercurico, poi dell'ossido cromico verde.

Molibdato mercurioso. E' una polvere di un giallo di solfo, insolubile nell' acqua, che si discioglie facilmente nell' acido nitrico. L'infusione di noce di galla lo decompone, e il rame non ripristina il mercurio ch' esso contiene.

B. *Sali a base di ossido mercurico.*

I sali mercurici si distinguono dai sali mercuriosi per ciò, che l'ossido mercurico possede più affinità dell'ossido mercurioso per la maggior parte degli acidi.

Solfato mercurico. Lo si ottiene meschiando eguali parti di mercurio e di acido solforico, o, meglio, cinque parti di acido e quattro di metallo, e facendo bollire il miscuglio finchè siasi trasformato in una massa salina secca. Ottiensi così un sale bianco cristallino che è il sale mercurico neutro, e che, come varii altri sali mercurici, non può esistere allo stato di dissoluzione. Versando dell' acqua su questo sale, si decompone in sal acido che si discioglie, ed in sottosale che rimane. La dissoluzione del sale acido fornisce coll' evaporazione aghetti cristallini bianchi, che attraggono l' umidore dell' aria, e vengono precipitati da una dissoluzione concentrata allorchè ci si versa dell' acido concentrato. Il sale neutro resiste dapprima all' azion dell' acqua; ma col mezzo della digestione la decomposizione diviene completa, e rimane del solfato tribasico d' un bel colore citrino. Gli

antichi chimici lo addimandarono *turbitto minerale*, poichè si credea producesse in medicina effetti analoghi a quelli di una radice altra volta adoprata e conosciuta sotto il nome di *convolvulus turpethum*. Il solfato tribasico non è del tutto insolubile. Si trovò ch' esso sciogliesi in 2,000 parti d' acqua fredda e in 600 parti d'acqua bollente. Secondo Sefström, l' ossido mercurico non si discioglie che lentissimamente nell' acido solforico concentrato, così che, dopo bollito il miscuglio, una gran parte ne rimane indisciolta. L' acido diluito a poco a poco lo converte in sale basico.

Solfato ammonico-mercurico. Forma un sale poco solubile nell' acqua, che sciogliesi in un eccesso di ammoniaca. La miglior guisa di prepararlo è meschiare il sale mercurico con solfato ammonico. Pretendesi che, trattando il solfato mercurico coll' ammoniaca caustica, il solfato venga in parte decomposto e si formi dell' ossido mercurioso. Io posso presumere che, facendo questa sperienza, siasi operato sopra un sale contenente ossido mercurioso; poichè già vedemmo che l' ammoniaca forma coll' ossido mercurico una combinazione dond'essa svolgesi in parte senza venir decomposta quando si espone all' azione del calore.

Il *solfato* e il *solfuro mercurico* esattamente combinansi nella medesima guisa che il cloruro e il solfuro. Ottiensi questa combinazione diluendo in un poco d'acqua il solfato finamente polverizzato, e facendo passare una corrente di gas solfido idrico attraverso il miscuglio. Essa è bianca, e diviene giallastra quando lavasi lungo tempo. In questo composto il solfuro contiene due volte altrettanto mercurio che il solfato. Un eccesso di gas solfido idrico lo trasforma in solfuro.

Solfito e *iposolfito mercurici.* L' azione che esercita l' acido solforoso sull' ossido mercurico non venne esaminata. Mi sembra però che l' unione di questi due corpi dovrebbe produrre un solfato mercurioso neutro. Herschel cercò precipitare coll' iposolfito potassico una dissoluzione di cloruro mercurico; ottenne un precipitato giallo-chiaro lordo, che riguardò come un miscuglio di cloruro mercurioso,

di solfo e d' iposolfito mercurico; secondo lui, formerebbesi durante la produzione di questo precipitato dell' acido solforico libero nel licore. Questo risultamento abbisogna di essere confermato.

Nitrato mercurico. Lo si ottiene facendo bollire il mercurio con un eccesso di acido nitrico finchè una goccia del liquido più non intorbidi l' acqua contenente acido idroclorico; oppure sciogliendo l'ossido mercurico nell'acido nitrico. La dissoluzione acida concentrata di questo sale viene decomposta dall' acqua che ne precipita un sottosale. Secondo Mitscherlich, giovane, il nitrato mercurico neutro non può esistere sotto forma solida. Sciogliendo l' ossido mercurico nell'acido nitrico, o facendo bollire il nitrato mercurioso o il mercurio coll' acido nitrico, la dissoluzione, fortemente concentrata colla evaporazione, fornisce, secondo Mitscherlich, cristalli di un sale basico. Questo sale contiene 6,18 per cento di acqua, il cui ossigeno è uguale a quello dell' ossido mercurico; l' ossigeno della base sta a quello dell' acido come 2 : 5.

Nitrato ammonico-mercurico. Lo si ottiene aggiungendo dell'ammoniaca alla dissoluzione del sal precedente. Precipitasi sotto forma d' una polvere bianca, insolubile nell'acqua. Secondo Mitscherlich, giovane, è composto di nitrato ammonico ed ossido mercurico, e l'acido nitrico ch'è di 13,39 per cento, contiene una quantità di ossigeno che sta all' ossigeno contenuto nell'ossido mercurico come 5: 3. Se s'introduce questa combinazione in una dissoluzione di nitrato ammonico, e vi si aggiunge un eccesso di ammoniaca, la polvere bianca disciogliesi completamente, secondo Mitscherlich, giovane, ed ottengonsi, dopo qualche tempo e mentre l' ammoniaca si evapora, de' cristalli di colore giallastro. Gli alcali e gli acidi, tranne l'acido idroclorico, esercitano pochissima azione sopra i cristalli; i solfuri alcalini, al contrario, e l' acido idroclorico facilmente lo intaccano, e decompongono i primi l'ossido mercurico; il secondo, l' acido nitrico e l' ammoniaca. I cristalli sono composti di nitrato ammonico e di ossido mercurico; contengono 18,62 per cento di acido nitrico, il cui ossigeno sta a quello

dell' ossido mercurico come 5 : 2. Secondo Suubeiran, si ottiene un sale contenente ancora più base, versando un qualche eccesso di ammoniaca in una dissoluzione di nitrato mercurico scevro di ossido mercurioso. Il sottosale allor si precipita sotto forma d'una polvere bianca, che non viene alterata nè dall' acqua, nè dagli alcali fissi; l' acido idroclorico la scioglie, e gli alcali la precipitano da questa dissoluzione senza ch' abbia provato cangiamento. Questo sale disciogliesi pure nell' ammoniaca ed in quantità tanto maggiore quanto più quest' alcali è concentrato; l' acqua precipita una parte del sale contenuto in questa dissoluzione. Esso è composto di nitrato ammonico e di ossido mercurico in tal proporzione, che l' ossigeno dell' ossido mercurico sta a quello dell'acido nitrico come 4: 5, doppio per conseguenza di quello che contiene l'ossido mercurico del sale precedente.

Nitrato e *solfuro mercurici.* Si ottiene questa combinazione, che ha la maggiore analogia con quella prodotta dal solfato, facendo giungere una corrente di gas solfido idrico nella dissoluzione del nitrato. E' bianca e ingiallisce quando si lava lungo tempo, perdendo una parte del suo acido. Non contiene acqua. Il mercurio del solfuro sta a quello del nitrato come 2 : 1, cioè nella proporzione medesima che negli altri composti di questo genere.

Il *nitrato* e l' *ioduro mercurici* formano, secondo Liebig, un sale doppio che ottiensi precipitando per metà, coll' ioduro potassico, una dissoluzione bollente di nitrato mercurico, ed evaporando il licore feltrato e limpido; il sal doppio cristallizza allora in pagliette rosse, brillanti. L' acqua bollente gli toglie il nitrato.

Fosfato mercurico. E' bianco e insolubile nell' acqua, e solubile in un eccesso di acido fosforico.

Clorato mercurico. Lo si ottiene sciogliendo l' ossido mercurico nell' acido clorico. E' più solubile del cloruro, e con una lenta evaporazione si può liberarlo in gran parte da quest'ultimo sale. Forma de' cristalli aciculari, e disciogliesi in quattro parti di acqua fredda. Gli acidi svolgono del gas ossigeno e del cloro.

Iodato mercurico. E' solubile nell' acqua.

Carbonato mercurico. Precipita sotto forma d' una polvere rosso-pallida.

Ossalato mercurico. Ottiensi, precipitando l' acetato mercurico coll' acido ossalico o con un ossalato. E' una polvere bianca, insolubile, che arde con una lieve detonazione quando esponesi ad una temperatura elevata.

Borato mercurico. Finora è ignoto.

Acetato mercurico. Secondo Stromeyer, si ottiene sciogliendo l' ossido mercurico ad un dolcissimo calore nell' acido acetico concentrato, e abbandonando la soluzione all' evaporazione spontanea. Il sale allor cristallizza in tavole quadrilatere, parte trasparenti, parte translucide e dotate di splendore iridescente. L' acetato mercurico non attrae l' umidore dell' aria; ma in vasi aperti tosto perde una parte del suo acido, ingiallisce alla superficie e trasformasi in sotto-acetato. Una parte del sale cristallizzato si discioglie in due parti e tre quarti di acqua fredda. L' acqua bollente lo scioglie in quantità ancor maggiore; ma nello stesso tempo una parte dell' acido si volatilizza lasciando il sottosale. Questa decomposizione non avviene quando anticipatamente si aggiunse un po' d' acido all' acqua che prendesi per operare la dissoluzione. L' ebollimento cagiona un' altra specie di decomposizione in questo sale, per cui l'ossido mercurico viene ripristinato dall'acido acetico allo stato di ossido mercurioso; di guisa che la dissoluzione bollente fornisce un precipitato di cloruro mercurioso quando ci si versa dell' acido idroclorico. L' acetato mercurico sciogliesi pur nell' alcoole, benchè in piccola quantità; in tal caso è soggetto alla stessa decomposizione che quando disciogliesi nell' acqua; 100 parti di alcoole non disciolgono che 5 $\frac{2}{3}$ di questo sale.

Acetato e *solfuro mercurici.* Ottiensi questa combinazione facendo giungere una corrente di gas solfido idrico nella dissoluzione dell' acetato. Formasi un precipitato bianco, che, secondo Taddei, si discioglie del tutto nell' acqua bollente.

Tartrato mercurico. Precipitasi sotto forma d' una polvere cristallina, bianca, quando si versa a goccia a goccia dell'acido tartrico in una dissoluzione di acetato mercurico; in tal caso tutto l' ossido mercurico può precipitarsi e venir separato dalla sua combinazione coll' acido acetico.

Citrato mercurico. È una polvere bianca, insolubile.

Malato mercurico. Questo sale è di apparenza gommosa; trattato coll' acqua, si decompone e fornisce una dissoluzione acida ed un sottosale insolubile.

Benzoato mercurico. È solubile nell' acqua e deponesi sotto forma polverosa quando si evapora la dissoluzione. Ad un dolce calore sublimasi in cristalli penniformi. Disciogliesi difficilmente nell'acqua e nell' alcoole.

Gallato mercurico. L' acido gallico e l' infusione di noce di galla versate in una dissoluzione d' acetato mercurico, precipitano una polvere fioccosa, che ha dapprima un colore giallo-rossastro, e alla fine un giallo-ruggine.

Formiato mercurico. Cristallizza in aghetti.

Succinato mercurico. È un sale pochissimo solubile nell' acqua.

Selenito mercurico. 1.° *Selenito neutro.* Forma una polvere bianca, poco solubile nell' acqua.

Biselenito mercurico. Lo si ottiene saturando l' acido selenioso coll' ossido mercurico finchè si vegga apparire un precipitato di selenito neutro. Dopo l' evaporazione il biselenito cristallizza in grandi prismi striati. I cristalli contengono molt' acqua, e sono leggermente solubili nell' alcoole. L' ossido mercurico di questo sale non viene del tutto precipitato dagli alcali; i carbonati alcalini ne precipitano una piccolissima quantità, gli alcali caustici ne precipitano di più; ma il liquore conserva il suo sapore metallico, anche quando contiene un eccesso di alcali, e fornisce del mercurio metallico quando calcinasi il sale secco. L' acido solforoso precipita da questo sale un miscuglio

di solfato mercurioso e di selenio. Il biselenito mercurico fondesi facilmente nella sua acqua di cristallizzazione; quando questa è evaporata, esso diseccasi in una massa salina, cristallina, che si sublima senza prima provare la fusione ignea.

Arseniato mercurico. Precipitasi sotto forma di una polvere gialla, solubile in un eccesso di acido.

Arsenito mercurico. È un precipitato bianco, solubile in bruno nell' arsenito potassico.

Cromato mercurico. Secondo Vauquelin, questo sale disciogliesi negli acidi ed anche in parte nell'acqua. Gli alcali lo precipitano dalla sua dissoluzione negli acidi sotto forma d' una polvere cristallina, pesante, di un violetto carico. Viene decomposto da un eccesso di alcali e fornisce dell' ossido mercurico rosso. È ugualmente decomposto colla calcinazione; peraltro una parte del sale sublimasi in piccoli aghetti d' un color porpora quando riscaldasi in vasi aperti.

Antimoniato mercurico. Preparato per doppia decomposizione, forma un precipitato arancio. Per via secca, si ottiene meschiando una parte d' antimonio in polvere con sei ad otto parti di ossido mercurico, e riscaldando il miscuglio in una storta di vetro. L' antimonio si ossida con isvolgimento di luce a spese dell'ossido, stilla del mercurio e rimane nella storta una massa d' un verde-olivastro carico, la quale sopporta un lieve calore rovente senza venir decomposta. Questa combinazione trovasi, come gli altri antimoniati calcinati, in una specie d' *indifferenza* chimica, che la rende inattaccabile per via umida dagli acidi e dagli alcali. L' acido idroclorico bollente la scioglie in piccola quantità, e l' ammoniaca produce in questa dissoluzione un precipitato verde chiaro. Riscaldato fino al rovente, questo precipitato si decompone; passa dapprima del mercurio e dell' ossigeno, e rimane dell' acido antimonico che abbandona dell' ossigeno ad una temperatura più elevata, e lascia dell' acido antimonioso.

Tellurato mercurico. È un precipitato bianco, insolubile.

C. *Solfosali di mercurio.*

Il mercurio forma due solfobasi che sono proporzionali ai due ossidi.

Il *solfuro mercurioso* fornisce de' solfosali che sono la maggior parte neri o d' un bruno carico e insolubili nell' acqua. Sottomessi al-l' azione del calore, molti di essi svolgono del mercurio e trasformansi in solfosali mercurici; ma per lo più la base si separa e si sublima.

I *solfosali mercurici* sono di colore più chiaro, e talvolta leggermente solubili nell' acqua. Gli acidi non gli intaccano, ma gli ossisali mercurici gli decompongono prontissimamente.

Solfocarbonato mercurioso. Si precipita sotto forma di una massa translucida, d' un bruno carico, che ha qualche rassomiglianza col solfocarbonato piombico. Colla diseccazione diviene nero. Nella distillazione non produce che mercurio e cinabro senza vestigi di solfido carbonico; questo probabilmente si svolge durante la diseccazione.

Solfocarbonato mercurico. E' un precipitato nero che si mantiene disciolto quando il licore contiene un eccesso del precipitante. Allo stato secco esso è nero, e colla distillazione fornisce del cinabro senza vestigi di solfido carbonico, che sembra essersi perduto nella diseccazione.

Solfocianidrato mercurico. Esso forma un precipitato bianco che non tarda a decomporsi e divenir giallo, rosso e alla fin nero.

Solfarseniato mercurioso. Fornisce un precipitato nero, quando il sale da cui venne precipitato è del tutto scevro di ossido mercurioso; nel caso contrario, un precipitato giallastro carico, che diviene ancora più intenso diseccandosi. Riscaldato in un apparato distillatorio, questo sale prova a una certa temperatura una violenta decrepitazio-

ne, e fornisce del mercurio metallico senza tracce di solfo o cinabro. La massa decrepitata sublimasi poscia senza alterarsi, e il sublimato non è che il composto seguente.

Solfarseniato mercurico. Questo sale, sì neutro, che basico, presentasi sotto forma di un precipitato giallo carico il cui colore non cangia durante la diseccazione. Sublimasi senza abbandonar solfo. Il sublimato che è nero e brillante fornisce una polvere rossa la quale somiglia al cinabro di cattiva qualità.

Solfarsenito mercurioso. Forma un precipitato che è nero, o, se il sale di mercurio contiene ossido mercurico, di un verde grigiastro. Stillato, crepita con una violenza simile all' esplosione e nel tempo stesso svolge del mercurio metallico; dopo di che ottiensi un sublimato che è il sale seguente.

Solfarsenito mercurico. Esso forma un precipitato fioccoso, rosso-arancio, che, quando il licore contiene un eccesso di cloruro mercurico, diviene presto bianchissimo. Se, al contrario, il solfarsenito predomina, il sale conserva il suo colore. Diseccandosi diviene bruno carico; ma quando si tritura, fornisce una polvere gialla carica. Entra prima in fusione, poi si sublima. Il sublimato, veduto sugli orli, od in lamine sottili, è translucido e giallastro; la sua spezzatura è grigia, dotata di splendore metallico. Fornisce una polvere che è gialla, come innanzi la sublimazione, quand' essa venne triturata abbastanza. Questo sublimato è un *bisolfarsenito mercurico.* Quello che ottiensi dalla decomposizione del sale precedente con isvolgimento di mercurio metallico è un solfarsenito neutro; il suo sublimato è di un bruno quasi nero, brillante, opaco e fornisce una polvere rossa carica.

Solfomolibdato mercurioso. E' un precipitato bruno carico, quasi nero, che colla diseccazione fornisce una polvere d'un bruno carico. Stillato, produce del cinabro, e depone un solfuro molibdico grigio.

Solfomolibdato mercurico. Forma un precipitato bruno chiaro, che non viene alterato da un eccesso di solfomolibdato, ma si de-

compone in istanti in un liquido contenente un eccesso di cloruro mercurico, liquore che offre un precipitato bianco e colorasi in azzurro. Diseccato, fornisce colla triturazione una polvere bruna carica; stillato, svolge prima del solfo, poi del cinabro, e lascia del sulfuro molibdico grigio.

Ipersolfomolibdato mercurioso. E' un precipitato bruno carico.

Ipersolfomolibdato mercurico. Precipitasi sotto forma d'una polvere rossa.

Solfotunstato mercurioso. E' un precipitato nero.

Solfotunstato mercurico. Precipitasi in fiocchi d'un bel colore arancio quando si meschia il cloruro col solfotunstato potassico. Diseccandosi ritorna bruno, e, da ultimo, diviene d'un bruno-giallastro. La sua polvere è rossa intensa, e acquista una politura sotto la pressione del pistello. Stillato, fornisce dapprima del solfo, poi del cinabro, e lascia del solfuro tunstico. Se usasi un eccesso di cloruro per operare la precipitazione, il precipitato diviene bianco in pochi momenti; un eccesso di solfotunstato potassico lo annera.

Meschiando il cloruro mercurico con una dissoluzione del sale doppio giallo che forma il solfotunstato coll'ossitunstato potassico, ottiensi un precipitato arancio, la cui polvere secca non riceve politura, non si rammucchia sotto il pistello, e fornisce nella distillazione secca una corrente continua di gas acido solforoso.

Solfotellurati trimercurioso e trimercurico. Il primo precipitasi in bruno carico, il secondo in bruno-giallastro. Nella distillazione secca il sale trimercurioso convertesi in sale trimercurico svolgendo del mercurio. Continuando a riscaldare la massa, essa svolge del solfo e da ultimo si sublima del tutto. Il sublimato così ottenuto è una combinazione di solfuro e tellururo mercurici, d'un grigio carico e fornisce una polvere nera.

XXVII. *Sali d' argento.*

Sono scoloriti, hanno un sapore metallico disaggradevolissimo, e formano coll' acido idroclorico un precipitato bianco che annera quando si lascia esposto alla luce diffusa, e che, trattato al cannello sopra il carbone, ripristinasi in argento metallico. Tutti i metalli dei sali precedenti decompongono i sali di argento e ne precipitano l' argento allo stato metallico. Sciolgonsi tutti più o meno nell' ammoniaca caustica. I sali ferrosi e stagnosi precipitano pure dell' argento metallico ; i sali di ferro presentano inoltre questa particolarità, che quelli a base di ossido ferrico vengono ridotti allo stato di sali ferrosi dall'argento con cui si fanno bollire le lor soluzioni, mentre i sali a base di ossido ferroso ripristinano alla temperatura ordinaria l' ossido argentico, e si trasformano a sue spese in sali ferrici. Così l'argento discicgliesi in una soluzione bollente di solfato ferrico, la quale viene colorita in verde ; ma durante il raffreddamento l' argento, ricondotto allo stato metallico, si precipita, e la dissoluzione riprende a mano a mano il suo color rosso. La maggior parte de' sali argentici vengono anneriti dalla luce solare, e conservano nella oscurità il loro color bianco. Non si sa di certo donde derivi questa colorazione in nero, e se debbesi attribuirla al metallo ripristinato o all' esistenza di un sale ad un minor grado di combinazione, il cui colore sia nero.

A. *Sali aloidi di argento.*

Cloruro argentico. Si offre sotto forma di una polvere bianca insolubile, che si precipita quando si tratta coll' acido idroclorico o coi cloruri un sale argentico qualunque, tranne l'iposolfito. Dapprima esso occupa un grande volume ed è cacioso ; ma, riscaldandolo, ammucchiasi in una massa pesante, bianca come la neve. E'

insolubile nell' acqua e la più piccola quantità di cloruro o di acido idroclorico contenuto in una data acqua può venire manifestata versandovi una goccia d' una dissoluzione di nitrato argentico. Dopo alcuni istanti il liquore diviene opalino, e, sponendolo alla luce del sole, acquista una tinta vinosa e depone dopo qualche tempo una polvere d' un bruno carico. Questo reagente è tanto sensibile a dimostrare la esistenza dell' acido idroclorico, che col suo mezzo si può benissimo riconoscere quest' acido diluito con 113 $\frac{2}{3}$ milioni di volte d' acqua; ma, secondo Pfaff, che fece tale sperienza, la reazione è quasi insensibile quando l'acido idroclorico è diluito di 227 $\frac{1}{3}$ milioni di volte d' acqua. L' acido idroclorico scioglie il cloruro argentico, specialmente quand' è concentrato, e il cloruro cristallizza in ottaedri a misura che evaporasi la soluzione. Questa viene precipitata quando si diluisce di acqua. Il cloruro argentico sciogliesi facilmente nell' ammoniaca caustica e cristallizza tosto che l' ammoniaca si volatilizza. Esposto all' azione del calore, diviene dapprima rosso, indi fondesi in un liquido trasparente, giallastro, che forma col raffreddamento una massa bianca suscettibile di essere tagliata col coltello, la cui consistenza è simile a quella del corno; da tale proprietà deriva il nome di *argento corneo* datogli da' vecchi chimici. La natura ce l' offre in questo stato ed anche cristallizzato, ma assai rado. Non viene decomposto dal calore rovente, neppure col soccorso del carbone, quando questo anticipatamente fu ben calcinato; ma quando si fan passare de' vapori di acqua sul sale in fusione o sul sale meschiato al carbone, l' argento viene ripristinato ed ottiensi dell' acido idroclorico e del gas ossigeno o del gas ossido carbonico. Fuso colla potassa caustica o col carbonato potassico, ripristinasi ugualmente e fornisce del gas acido carbonico e del gas ossigeno. Per via umida, al contrario, i carbonati alcalini sono senza azione sovr' esso e gli idrati lo intaccan pochissimo. Nell'analisi si profittò della insolubilità del cloruro argentico per determinare la quantità

d' acido idroclorico contenuta in un liquido. A tal uopo è mestiero riscaldare il liquore da cui vuolsi precipitare il cloruro; e, se le altre circostanze non ci si oppongono, acidularlo con un po' d'acido nitrico, poichè il precipitato deponesi allor più facilmente, o si agglutina in guisa che è più facile lavarlo. Quando, al contrario, il liquore è neutro perfettamente, il precipitato vi rimane lungo tempo sospeso, ed il liquore, che ha un aspetto latteo, passa d' ordinario torbido attraverso il feltro. È bene incominciare dal lavar il precipitato con acqua in cui si versano alcune gocce di acido nitrico; senza tale avvertenza talvolta quando la dissoluzione salina viene del tutto tolta col lavacro, l'acqua pure diventa lattea e passa in tale stato attraverso il feltro. Molti corpi, pel resto insolubili, posseggono questa proprietà. Prima di pesare il cloruro argentico ottenuto nelle sperienze analitiche è d' uopo fonderlo: la quale operazione si eseguisce benissimo in una piccola capsula o in un crogiuolo di porcellana, sopra la fiamma di una lampana a spirito di vino. Il cloruro argentico fuso aderisce sì fortemente alle pareti del vase, che solo si perviene a seccarnelo versando sopra dell'acqua, e ponendoci un pezzo di zinco nel mezzo. Per accelerare l' azione, si aggiunge a quest' acqua una o due gocce di acido solforico o di acido idroclorico. Dopo dodici ore tutta la massa del cloruro è ridotta allo stato di argento che aderisce pochissimo al vase. Si toglie lo zinco e si versa dell' acqua sull' argento per trarne i frammenti di zinco che sonosi staccati; ma l' argento così ottenuto contiene del zinco: perciò quando, dopo averlo lavato, vi si versa sopra un po' d'acido idroclorico o d' acido solforico, producesi una vivissima effervescenza, dovuta al gas idrogeno, che cessa quando lo zinco è disciolto. Si fa bollire l' argento nell' acqua e lo si fonde con un poco di borace e di nitro onde averlo puro perfettamente. Nell'antecedente volume alla faccia 84 io descrissi un metodo di ripristinare il cloruro argentico per via secca; il quale è certo il più breve di tutti. Spesso si ripristina il cloruro non fuso, facendolo digerire

coll' acqua e con alcune gocce di acido solforico in un vase di ferro; o ponendolo in un altro vase con acqua, un po' d' acido e di zinco o di ferro, e facendolo digerire fino a completa ripristinazione. Ma perchè l' argento così ottenuto sia puro, è d' uopo anche fonderlo, così che questo metodo è più lungo.

Il cloruro argentico viene talvolta adoperato a inargentare le scale graduate de' termometri e de' barometri. A tal uopo si meschia intimamente il cloruro con tre parti di potassa calcinata, una di creta anticipatamente levigata, ed un poco più d' una parte di sal marino. Dopo aver bene nettata la superficie dell' ottone, strofinandola con un pezzo di feltro e con tripolo, si umetta con acqua salata, e col dito distendesi sovra il metallo una piccola parte del miscuglio che si strofina fintanto che la superficie sia inargentata. Versasi allora dell' acqua sovra il metallo per togliere la polvere eccedente, si asciuga bene la parte inargentata con un pezzo di lana, e ricuopresi d' una vernice scolorita.

Sotto-cloruro argentico. Da lungo tempo i chimici osservarono questo composto, ma senza conoscerne la natura. Scheele dimostrò che il cloruro argentico che annerisce alla luce prova una specie di ripristinazione; trovò che erasi reso libero dell' acido idroclorico, e che, trattando coll'ammoniaca il cloruro argentico nero, restavano indisciolti de' fiocchi neri ch' ei riconobbe essere argento metallico. Da tali osservazioni si conchiuse che il cloruro argentico non diveniva nero che per l' azione simultanea della luce e dell' umidità. Per altro non la è così; poichè quando fondesi il cloruro argentico in un tubo di vetro, e lo si chiuda poscia alle due estremità, la superficie del sale argentico, che è in contatto col vetro, si annera a poco a poco. Wetzlar fece vedere, che quando il cloruro annerisce vi ha svolgimento di cloro, e che la sostanza nera non è argento, ma un grado inferiore di combinazione di questo metallo col cloro. Secondo Wetzlar, si può procurarsi il composto medesimo con altri mezzi; per esempio, versando una dissoluzio-

ne di cloruro rameico o ferrico sull' argento puro in foglie. L'argento riducesi tosto in piccole pagliette nere; si decanta il liquore e lavasi il sottocloruro coll' acqua. Se fosse stato prolungato il contatto, otterrebbesi un cloruro ordinario. La combinazione nera non viene intaccata dall'acido nitrico; vedesi pure il cloruro argentico, su cui si è versato dell' acido nitrico, annerire alla luce del sole. (Il cloruro su cui si è versato dell' acido solforico, od una soluzione di cloro o di cloruro ferrico, non diviene nero quando si espone all' azione della luce). L' ammoniaca decompone il sottocloruro in cloruro ordinario che si discioglie ed in argento che rimane. La composizione quantitativa del sottocloruro non venne ancora determinata.

Cloruri doppi argentico e *potassico*, *sodico* e *ammonico*. Ottengonsi questi sali doppi facendo bollire le soluzioni concentrate dei cloruri alcalini col cloruro argentico. Durante il raffreddamento il sal doppio si depone in cristalli che d' ordinario affettan la forma di cubi. Esso viene decomposto dall' acqua che lascia il sale argentico senza disciorlo. Il cloruro potassico fuso col doppio del suo peso di cloruro argentico fornisce un liquido giallo. Facendo digerire l' argento in foglie con una dissoluzione concentrata di sale marino, il liquore diviene, secondo Wetzlar, leggermente alcalino, ed acquista un sapore distinto di argento disciolto. Il cloruro argentico assorbe una grande quantità di gas ammoniaco e forma con esso un sal basico doppio che puossi ottenere cristallizzato, facendo, in un fiasco otturato e mediante il calore, una dissoluzione saturata di cloruro argentico nell'ammoniaca concentrata, e lasciando freddare lentamente il liquore. Il sal doppio forma de' cristalli cubici che perdono l' ammoniaca e divengono opachi quando si espongono all' aria, ma conservano la loro forma.

Secondo Liebig, il cloruro argentico forma un sale doppio col *cianuro potassico*. Il primo viene disciolto da una soluzione di quest' ultimo, ed evaporando il liquore, il sal doppio cristallizza. Que-

sto sale non può preparasi mediante il cianuro argentico ed il cloruro potassico; questi due sali si decompongono l'uno coll'altro, ed ottiensi il cloruro argentico ed il cianuro argentico potassico.

Bromuro argentico. E' insolubile nell'acqua, e forma un precipitato dapprima bianco, che diviene di un giallo-pallido rammucchiandosi. É solubilissimo; la massa fusa e solidificata è trasparente e d'un giallo puro ed intenso. Questo sale disciogliesi nell'ammoniaca; l'acido nitrico concentrato ne scioglie pure una piccola quantità, cui l'acqua precipita dalla dissoluzione. Del resto possede la maggior parte delle proprietà del cloruro e divien nero alla luce, anche quando la intensità di questa non è sufficiente a alterare sensibilmente il cloruro. Forma, coi bromuri, dei metalli alcalini, de' sali doppi simili a quelli che forma il cloruro, ed a un dolce calore può fondersi col carbonato sodico in una massa gialla che non è affatto trasparente. L'acqua discioglie il carbonato alcalino lasciando il bromuro argentico; ad un forte calore rovente questi due sali si decompongono l'un l'altro.

Ioduro argentico. E' di un giallo-pallido e somiglia del resto al cloruro pel suo aspetto e la sua insolubilità. Per altro, è facile distinguernelo, poichè si discioglie difficilissimamente nell'ammoniaca, e viene con maggiore lentezza annerito dall'azione della luce. Dietro le sperienze di Martini occorrono 2500 parti d'ammoniaca della densità di 0,960 a disciorre una parte di ioduro argentico. Si può dunque ricorrere a questo metodo per separare dal cloruro argentico una piccolissima quantità di ioduro. Martini pensa pure che questa separazione possa eseguirsi con precisione, e basti perciò tener conto della solubilità dell'ioduro argentico nel liquore ammoniacale adoprato. Per altro, io dubito che si possa giungere con tale mezzo ad un esatto risultamento, poichè una grande parte dell'ammoniaca perde, sciogliendo il cloruro argentico, il potere di disciorre l'ioduro. Esso entra in fusione; allo stato fuso è di un

giallo impuro, opaco ed a spezzatura granellosa. L'acido solforico lo annerisce, rendendo libero dell'iodo; ma ridiviene giallo tosto che aggiungesi dell'acqua al miscuglio. Mediante l'ebollizione disciogliesi in grande quantità nelle dissoluzioni concentrate degli ioduri dei metalli alcalini e delle terre alcaline. L'acqua lo precipita da queste dissoluzioni. Secondo Boullay figlio, esso forma coll'ioduro potassico due combinazioni cristallizzate. Se adoprasi un eccesso di sale argentico, si ottiene un sale, in cui i due ioduri contengono la quantità stessa d'iodo. Se, al contrario, si mette un eccesso di ioduro potassico, formasi un composto in cui l'ioduro potassico contiene due volte altrettanto iodo che il sale argentico. Il primo di questi sali doppi disciogliesi facilmente nell'acqua, e non cristallizza che in una soluzione concentratissima; l'ultimo è meno solubile, e quando si lascia freddare una dissoluzione anche diluita, fatta a caldo, il sale deponesi in piccoli cristalli bianchi.

Secondo Liebig, il *cianuro potassico* forma coll'*ioduro argentico* un sal doppio analogo a quello prodotto dal cloruro.

Fluoruro argentico. Secondo Gay-Lussac e Thenard, è solubile, non cristallizza e fornisce colla diseccazione una massa salina che attrae l'umidità dell'aria. Ad una temperatura elevata, fondesi come il cloruro argentico, e la massa fusa si ridiscioglie nell'acqua. Esposto in vasi aperti ad una temperatura ancor più elevata, svolgesi del fluoruro, e la massa fusa ricuopresi d'una pellicola di argento che a poco a poco diviene sempre maggiore.

Fluoruro silicico-argentico. Evaporata fino a consistenza di sciloppo, la dissoluzione di questo sale fornisce de' cristalli bianchi e granellosi che umettansi prontamente all'aria. Se meschiasi la dissoluzione con una piccola quantità d'ammoniaca, precipitasi un sale basico giallo-chiaro, che si discioglie nell'ammoniaca, lasciando del silicato argentico.

Cianuro argentico. Lo si ottiene versando dell'acido idrocianico in una dissoluzione di nitrato argentico. Il cianuro precipitasi

sotto forma d' una polvere bianca. E' insolubile nell' acqua, e non si discioglie negli acidi nitrico e solforico che a proporzione che questi acidi son concentrati e caldissimi. L' acido idroclorico lo decompone facilmente ; lo stesso avviene del gas solfido idrico e dei solfoidrati. Gli alcali caustici non lo decompongono, però si discioglie facilmente nell' ammoniaca. Viene decomposto al calor rovente, e fornisce, quando fu ben diseccato, dell'argento e del gas cianogeno ; ma quando contiene dell' acqua, svolgesi dell' acido idrocianico e del cianogeno, e lascia dell' argento meschiato con carbone.

Il cianuro argentico trattato coi cianuri potassico, sodico, calcico, baritico, stronzico, ammonico, forma con essi delle dissoluzioni scolorite, inodorose e di sapore dapprima dolciastro, indi disaggradevolissimo. Queste combinazioni furono scoperte da Ittner. Esse non vengono precipitate nè dai cloruri nè dagli alcali caustici; ma gli acidi, che decompongono il cianuro ferroso-potassico, le precipitano. Sono insolubili nell' alcoole che le precipita dalla loro dissoluzione nell' acqua. L' acido carbonico dell' aria non le altera. È facile far cristallizzare il sale potassico evaporando la sua dissoluzione ; i cristalli son penniformi, senza colore e trasparenti. Se mesconsi le dissoluzioni di questi sali doppi colle dissoluzioni neutre de' sali metallici, il cianuro-argentico si precipita col metallo aggiunto, combinatosi al cianogeno ; e formansi de' cianuri doppi, la maggior parte bianchi, che sono della natura medesima dei cianuri corrispondenti formati dal ferro e dagli altri metalli.

Il *cianuro argentico* forma col *nitrato argentico* un sale doppio cristallizzato, che ottiensi, sciogliendo il cianuro argentico di fresco precipitato, in una dissoluzione bollente e convenientemente concentrata di nitrato argentico, e raffreddando a grado a grado il liquore, il sale cristallizza in aghetti brillantissimi. L' acqua discioglie il nitrato di questo sal doppio e lascia il cianuro. Riscaldato, detona violentemente, e fornisce un residuo di argento contenente cianoge-

no. In questo sale doppio l' acido nitrico è combinato con due volte altrettanto argento del cianogeno.

Solfocianuro argentico. Forma un precipitato bianco, cacioso, che non viene disciolto dall' ammoniaca allungata. Alla luce annerisce, ma più lentamente del cloruro.

B. *Ossisali di argento.*

Solfato argentico. Lo si ottiene sciogliendo l'argento in uguali parti di acido solforico bollente : svolgesi del gas acido solforoso, e da ultimo si ottiene una massa salina, bianca, che fondesi ad una temperatura poco elevata, e si decompone fornendo, un residuo di argento, esposta a un calore più forte. Il solfato argentico sciogliesi in 88 parti di acqua bollente, e la maggior parte del sale disciolto cristallizza in piccoli aghetti col raffreddamento del liquido. Lo si ottiene pure precipitando il nitrato argentico con una dissoluzione concentrata di solfato sodico; ma siccome è molto solubile nell'acqua fredda, ne rimane molto nel liquido, e se ne scioglie nell' acqua di lavacro. Si è pure proposto di preparar questo sale disciogliendo l' argento mediante l' acido solforico, ed un decimo od un ottavo di nitro. Pretendesi che questo metodo sia moltissimo economico nel caso in cui vogliasi purificare l' argento precipitandolo col rame o col sale marino. Vogel osservò questo fatto singolare, che l' argento molto diviso sciogliesi a freddo nell' acido solforico anidro senza che svolgasi acido solforoso; finora s' ignora a quale stato si trovi l' argento in questa dissoluzione.

Solfato argentico ammoniacale. Sciogliendo il solfato argentico recentemente precipitato nell' ammoniaca concentrata e calda, si ottengono, durante il raffreddamento del liquore, bei cristalli senza colore che bene conservansi all' aria, i quali consistono in un sottosale doppio, composto di 21, 04 parti di acido solforico, 60, 95 di ossido argentico e 18,01 di ammoniaca. Questo è un solfato argentico combinato con due volte la quantità di ammoniaca che

l' acido richiederebbe a produrre un solfato ammonico. Esso non contiene punto di acqua, per cui si può riguardare come un sale ammonico.

Iposolfato argentico. Secondo Heeren, lo si ottiene sciogliendo il carbonato argentico nell' acido iposolforico. Esso cristallizza in prismi di una forma regolare, ben manifesta, che non si alterano all' aria. Sciogliesi in due parti di acqua; per l' azione del calore trasformasi in una polvere grigia che si discioglie nell' acqua bollente, lasciando per residuo un poco di solfuro d' argento. L' iposolfato argentico contiene 8,72 parti di acqua il cui ossigeno è doppio di quello dell' ossido argentico. Se si aggiunge un eccesso di ammoniaca alla dissoluzione di questo sale, deponesi in piccoli cristalli d' *iposolfato argentico ammoniacale.*

Solfito argentico. Lo si ottiene versando dell' acido solforoso sull' ossido argentico, o precipitando un sale argentico con un solfato alcalino, o coll' acido solforoso. Il sale esponesi in piccoli cristalli bianchi e brillanti, inalterabili all' aria; secondo Fourcroy, la luce non gli altera. Il solfito argentico forma sali doppi coi solfiti alcalini.

Iposolfito argentico. Dietro gli esperimenti di Herschel, l' acido iposolforoso ha una grande affinità per l' ossido argentico, sebbene la combinazione non tardi a decomporsi. Aggiungendo in piccole porzioni una dissoluzione allungata di un iposolfito neutro ad una dissoluzione diluita di nitrato argentico neutro, si ottiene un precipitato bianco che si ridiscioglie dopo alcuni istanti. Se aggiungesi a poco a poco al liquore tanto iposolfito da rendere il precipitato permanente, senza per altro decomporre tutto il sale argentico, ottiensi una massa fioccosa, di un grigio lordo, che si mantiene senza alterarsi; il liquore che contiene dell' iposolfito argentico ha un sapor zuccherino e non viene precipitato nè dall' acido idroclorico nè dai cloruri. Se, al contrario, si aggiunge un eccesso del precipitante, il precipitato viene ridotto allo stato di

solfuro d' argento, mentre il precipitante passa allo stato di solfato. Anche l' iposolfito argentico neutro si decompone a poco a poco in solfato ed in solfuro. Se si precipita l'iposolfito baritico coll' acido solforico e aggiungesi al momento della precipitazione del cloruro argentico al liquore, questo sale viene disciolto e il liquore acquista un sapor zuccherino. Feltrandolo e versandovi dell' alcoole, l'iposolfito argentico precipitasi. Risulta da tale esperimento che l' acido iposolforoso ha maggiore affinità per l' ossido argentico, che ogni altro acido.

L' acido iposolforoso forma, secondo Herschel, coll' ossido argentico e con varie basi, dei sali doppi, ne' quali quest'ossido conservasi molto meglio che nel sale semplice. L' ossido argentico mostra una tendenza sì forte a formare simili sali doppi, che esso decompone anche gl' iposolfiti alcalini, e ne scaccia la metà della base, così che la dissoluzione acquista un sapore di alcali caustico. Gli iposolfiti solubili disciolgono facilmente tutti i sali argentici insolubili, decomponendoli; conviene per altro eccettuare l' arseniato e l' ioduro argentici; poichè il primo di questi sali disciogliesi lentamente, e il secondo non viene sciolto che in parte. Il solfato argentico viene convertito dagl' iposolfiti in solfuro argentico e in acido solforico che divien libero. I sali doppi neutri hanno un sapore fortemente zuccherino e per nulla metallico. Si preparano meschiando una dissoluzione neutra di un iposolfito qualunque col cloruro argentico recentemente precipitato e bene lavato: si aggiunge il cloruro in piccole porzioni, e se ne mette finchè il liquor più non ne sciolga: poscia si feltra la dissoluzione e la si mesce a una grande quantità d' alcoole che precipita il sal doppio. Lo si lava con un poco di alcoole, spremesi fra doppi di carta grigia, e diseccasi nel vuoto, sopra un vase contenente acido solforico. Venendo decomposti questi sali dal calore, è mestiero prepararli a freddo. Se disciogliesi il sale nell' acqua, e si aggiunge dell' ossido argentico alla dissoluzione, formasi una combinazione

più abbondante d'iposolfito argentico, che si precipita sotto forma di una massa cristallina, polverosa, voluminosa, bianca. Questa combinazione è poco solubile nell' acqua, ma sciogliesi nell' ammoniaca e comunica al liquore un sapor zuccheroso intensissimo. Dietro gli sperimenti di Herschel, i sali doppi solubili appaiono composti per guisa, che l'ossido argentico contenga la metà dell' ossigeno dell' altra base; nei sali poco solubili, al contrario, la quantità di ossigeno è la stessa in ambidue le basi. Herschel ha esaminato i sali doppi a base di *potassa*, di *soda*, d'*ammoniaca*, di *calce*, di *stronziana* e di *ossido piombico*. I sali formati dalla potassa e dalla soda cristallizzano. Il sale ammoniaco cristallizza in pagliette quando si evapora l'alcoole adoprato a precipitare il sal doppio. Questo sale si decompone a poco a poco; è dolce in tal guisa, che nella gola produce una impressione dolorosa; una parte del sale comunica a 32,000 parti d' acqua una dolcezza sensibile. La stronziana non sembra produrre che un sale più abbondante d' iposolfito argentico e poco solubile; poichè, trattando l' iposolfito stronzico col cloruro argentico, tutto viene precipitato, e il liquore non acquista sapor dolce, nè, coll'azione del solfido idrico, una tinta carica. Ottiensi il sale piombico meschiando il nitrato piombico con una dissoluzione del sale doppio calcico; un nitrato calcico rimane nel liquore, e il sale doppio metallico precipitasi sotto forma di polvere bianca.

Nitrato argentico. Lo si prepara disciogliendo l' argento nell' acido nitrico. Quando sospendesi l' argento puro nell' acido nitrico puro e si risguarda il liquore per trasparenza tenendolo contro la luce, si vede che il metallo disciogliesi senza svolgimento di gas, e che una dissoluzione concentrata discende in istrie dense lungo l' argento. Questo fenomeno continua per molto tempo, specialmente se s' impedisce che il liquor si riscaldi. La soluzione diviene a poco a poco verdastra, ciocchè spiega il fenomeno; poichè ad una bassa temperatura l' acido si riduce soltanto allo stato di acido nitroso, che rimane disciolto. Ma il liquore non tarda a riscaldarsi,

e talvolta l'argento disciogliesi subitamente con un violento sviluppo di gas. Il sale col raffreddamento della dissoluzione cristallizza in tavole senza colore, che non si alterano all'aria. Il nitrato argentico sciogliesi in un peso d'acqua uguale al proprio ; ma la maggior parte del sale precipitasi col raffreddamento del liquore alcoolico. Questo sale non ha le proprietà che posseggono la maggior parte de' sali metallici di arrossare il colore della infusione o della carta di tornasole. Esposto alla luce del sole, acquista un color nero ; ad una temperatura elevata, si fonde in una massa salina, senza colore, che divien nera con un calore più forte. Se pongonsi sopra un' incudine alcuni piccoli cristalli di nitrato argentico, ci si mette sopra tutto al più un quarto di grano di fosforo, ed il tutto si colpisce con una forte percossa di martello, producesi una viva detonazione ; questa esperienza potrebbe divenire rischiosa ove la si eseguisse sopra quantità di materie maggiori. Se introducesi il fosforo in una dissoluzione allungatissima di nitrato argentico, esso rivestesi di uno strato di argento, disciogliesi in seguito e lascia alla fine una crosta vuota di argento metallico. La signora Fulham trovò che quando s' immerge un pezzo di stoffa di seta in una dissoluzione del sale neutro, e lo si sospende poscia in una campana piena di gas idrogeno, la stoffa diviene dapprima bruna, indi acquista il colore dell' argento metallico, a misura che la ripristinazione di quest' ultimo continua ; la superficie presenta un aspetto inuguale e riflette qua e là i colori dell' iride. Secondo Rumford, facendo bollire la dissoluzione di questo sale col carbone, esponendola alla luce del sole, dopo avervi introdotto un pezzetto di carbone, l' argento ripristinasi e si depone sul carbone. Volendo precipitare l'argento col ferro da una dissoluzione acida di nitrato argentico, avviene un fenomeno singolare. Il ferro comincia a disciorsi, e si precipita dell'argento la cui tinta è dapprima grigiastra, poi bianca. Dopo alcuni istanti la precipitazione dell' argento si arresta, il metallo comincia a ridisciorsi, e la dissoluzione tostamente si opera con tanta

rapidità, che il liquor si riscalda; alla fine il ferro perfettamente brillante rimane solo. Questo metallo più non isciogliesi quando si aggiunga al liquore una maggior quantità di acido nitrico; rimane senza offrire alcun segno di reazione come un metallo nobile. Introducendo nel liquore un altro pezzetto di ferro, accadono gli stessi fenomeni, e il metallo da ultimo trovasi nello stesso stato di chimica indifferenza, tosto che ridisciogliesi l'argento precipitato. Il ferro che provò quest' alterazione non produce alcun ripristinamento nelle altre dissoluzioni di argento; e nelle stesse dissoluzioni de' sali rameici esso non precipita il rame al primo istante. L'acido nitroso, che formasi, ha gran parte nei cangiamenti cheprova il ferro. Se versasi dell' acido nitrico rosso in una dissoluzione di nitrato argentico, il ferro rimane senza alterarsi ne' primi momenti. L'alterazione del ferro non si estende oltre la superficie; però l'acqua non toglie la porzione cangiata, e la superficie è affatto metallica. Se si rastia il ferro, in modo di togliergli lo strato esterno, la nuova superficie ha tutte le proprietà del ferro non alterato. Nell' acqua il ferro a poco a poco perde le sue nuove proprietà, ma lungo tempo le serba nell' ammoniaca. Questo fatto singolare era già stato pubblicato nel 1790 da un inglese detto Keir; ma non arrestò l' attenzione dei chimici che nel 1827, alla qual epoca Wetzlar fece la stessa scoperta. Questo chimico attribuì tale alterazione del ferro ad un cangiamento di polarità elettro-chimica, pel quale il ferro divenne più negativo che non è allo stato ordinario, proprio come un metallo in un punto del quale si ponga un metallo più positivo.

Tutte le materie animali sulle quali si stende una dissoluzione di nitrato argentico acquistano un colore da prima bianco, poi nero, o bruno quando la soluzione è diluita; questo colore non isparisce col lavacro. Il marmo, l' agata e il diaspro acquistano un color nero quando si espongono al sole dopo averli coperti di una dissoluzione di questo sale. Si tingono in nero i capegli e la barba con una dissoluzione concentrata di nitrato argentico nell'etere; ma è d'uo-

po non toccare la pelle, chè diverrebbe ugualmente nera. La soluzione acquea di questo sale, ispessita con un po' di gomma, può servire a marchiare il cotone od il lino. Il luogo in cui si vuole scrivere si bagna dapprima con una dissoluzione di potassa, indi si secca ; questa operazione ha per oggetto d' incrudire la stoffa e darle una liscia superficie: poi si scrive sopra colla dissoluzione d'argento, e si espone ai raggi diretti del sole. Passato un giorno, si lava coll' acqua la scrittura, la quale è allor nera e non può venir cancellata. La potassa serve ad incrudire la stoffa, a decomporre il sale argentico e impedire che l' acido eserciti un' azione distruttiva sul tessuto. La soluzione acquosa di questo sale preserva meglio dalla fermentazione putrida di ogni altro corpo; la carne e le materie animali sulle quali versossi del nitrato argentico si conservano senza alterarsi. L' acqua che ne contiene $\frac{1}{12000}$ non si corrompe, per quanto lungo tempo conservisi; e quando si vuole servirsene, basta versarvi alcune gocce di una dissoluzione di sale marino per precipitare l' argento. Il nitrato argentico adoprasi in medicina all' interno e all' esterno. Nel primo caso si usa allo stato cristallizzato; ed i farmacisti lo chiamano *argentum nitratum*; nel secondo si fonde, e mantiensi nello stato di fusione finchè abbia preso un color nero, poi versasi la massa fusa in istampi per darle la forma di piccoli cilindri conosciuti sotto il nome di *pietra infernale*. In tale stato si usa per corrodere le carni bavose ed altre escrescenze. Spesso la pietra infernale si prepara coll'argento contenente del rame; in tal caso la sua dissoluzione è verde o azzurro-verdastra, e il malato soffre molto, sebbene corroda meno del nitrato puro. Questa differenza deriva perchè il sale argentico viene decomposto dalle parti umide colle quali si mette a contatto immediato, e le corrode senza diffondersi. Il sale rameico, al contrario, viene disciolto dall'umor delle parti sulle quali trovasi, spandesi nella piaga, e tormenta il malato senza corrodere. Il nitrato argentico non contiene acqua di cristallizzazione.

Nitrato argentico ammoniacale. La soluzione del nitrato argentico nell'ammoniaca calda fornisce, col raffreddamento e coll'evaporazione nell'oscurità, de'cristalli di un sottosale in cui, secondo Mitscherlich, giovane, il nitrato è combinato con due volte altrettanta ammoniaca che ne esige l'acido per la sua neutralizzazione. Questo sale è solubilissimo nell'acqua. Nella oscurità non si altera all'aria, ma alla luce annerisce e svolge dell'ammoniaca.

Nitrato mercurico-argentico. Questo sale doppio facilmente disciogliesi nell'acqua che non lo decompone. Cristallizza in prismi. La sua composizione è tale che i due ossidi contengono la stessa quantità di ossigeno.

Nitrato argentico e *cianuro mercurico.* Si ottiene questo sal doppio mescendo le dissoluzioni calde dei due sali. Durante il raffreddamento il sale cristallizza in cristalli trasparenti, iridescenti. È poco solubile nell'acqua e nell'alcoole freddi; alla temperatura di 100°, perde la sua acqua di cristallizzazione e diviene di un bianco di latte, ma non si riduce in polvere; esposto ad una temperatura più elevata, entra in fusione ed abbrucia con una forte fiamma porporina e molto strepito. In questo sale doppio il mercurio richiederebbe per trasformarsi in nitrato mercurico due volte altrettanto acido nitrico di quello che contiene il sale argentico.

Nitrato argentico e *cianuro rameico.* Questo sal doppio producesi quando si versa il nitrato argentico sul cianuro rameico ancor umido. La combinazione è nera ed insolubile nell'acqua. Riscaldata, essa detona e produce un fuoco verde. Wöhler, il quale scuoprì questo sale doppio, il sal precedente ed un terzo sale in cui entra del cianuro argentico (che verrà qui sotto descritto), cercò in vano di combinare il nitrato argentico con altri cianuri.

Nitrito argentico. Si ottiene questo sale combinato con un eccesso di base, facendo bollire l'argento in polvere con una dissoluzione neutra di nitrato argentico, per un'ora o finchè non disciolgasi più argento, come si è detto parlando della preparazione del ni-

trito piombico. Il sale argentico forma una dissoluzione gialla chiara che difficilmente cristallizza; evaporata finchè abbia una densità di 2,4, non mostra tendenza alcuna a cristallizzare; quando spingesi l' evaporazione più lungi, rappigliasi in una massa salina. Gettando dell' acqua su questa massa, il sale si decompone in nitrito neutro che si discioglie, ed in nitrito surbasico che rimane sotto forma d' una polvere gialla insolubile. Puossi del pari preparare il sal neutro neutralizzando il sottosale coll' acido idroclorico e separando la dissoluzione dal cloruro precipitato. All' aria il nitrito argentico trasformasi in nitrato. Proust, che scuoprì questo sale, lo riguardò come un nitrato argentoso; alcune delle di lui esperienze meritano di venir ricordate. La soluzione del sale basico precipitò la tintura di tornasole fornendo una lacca azzurra, e la dissoluzione divenne neutra. La tintura di cocciniglia fornì col nitrito un colore violetto, mentre formò lo scarlatto col nitrato; e la dissoluzione d'indaco nell' acido solforico venne scolorita, e ci ebbe in quest'ultimo caso ripristinazione di argento. L' ammoniaca caustica ne precipitò dell'argento metallico, ed il liquore non contenne più acido nitroso, ma acido nitrico, ammoniaca ed ossido argentico: quest' ultimo allo stato di dissoluzione nell' ammoniaca eccedente. Se versansi alcune gocce di sottonitrito nell'acqua bollente, il miscuglio diviene dapprima giallo, poi rosso ed infine nero; e l' acido nitroso si trasforma in acido nitrico a scapito dell' ossido argentico.

Fosfato argentico. Offresi sotto forma d'una massa bianca, fioccosa, insolubile nell' acqua. Lo si prepara sì disciogliendo nell' acqua dell' acido fosforico calcinato e meschiando tosto la dissoluzione con nitrato argentico, e sì disciogliendo nell' acqua il fosfato sodico molto calcinato, e precipitando la dissoluzione col sale argentico. Se la dissoluzione dell' acido fosforico non venne fatta di recente, o si adoperi fosfato sodico non calcinato, il fosfato argentico, che si precipita e forma una polvere gialla, non è neutro; è allo stato di sale *sesquibasico,* e la dissoluzione da cui si è precipi-

tato è acida. Questo sale disciogliesi in un eccesso di acido fosforico; ed evaporando la dissoluzione, si ottengono de' piccoli cristalli di un sale bianco probabilmente acido, cui l' acqua decompone, lasciando un sottosale indisciolto. Se si fa fondere in un crogiuolo di argento l' acido fosforico evaporato, l' argento ripristina un poco di fosforo ; disciogliendo poi l' acido, si vede ch' esso contiene dell' argento, e che alcune pagliette brillanti di fosfuro d'argento nuotano nel liquido.

L' acido *fosforoso* ripristina l' ossido argentico, massime quando si riscalda il liquore.

Clorato argentico. Lo si ottiene saturando di cloro l' acqua in cui siasi diluito un eccesso di carbonato argentico. Il clorato argentico sciogliesi facilmente nell' acqua. Due parti d' acqua bollente ne sciolgono una di clorato, parte del quale deponesi, durante il raffreddamento del liquido, sotto forma di piccoli cristalli romboidali, opachi. Disciogliesi pur nell' alcoole. Gli acidi idroclorico e nitrico, ed anche l' acido acetico, lo decompongono. Il cloro lo decompone e produce del cloruro argentico che si precipita, mentre rimane dell'acido ossiclorico nel liquido. I cristalli del clorato argentico entrano in fusione quando riscaldansi, svolgono poi dell' ossigeno, e danno un residuo di cloruro argentico. Meschiati col solfo, detonano per una lieve pressione con maggiore violenza del clorato potassico.

Bromato argentico. E' poco solubile nell' acqua, e si precipita sotto forma d' una polvere bianca che viene leggermente annerita dalla luce.

Iodato argentico. Forma un precipitato bianco, insolubile, che si discioglie nell' ammoniaca caustica. Se versasi dell' acido solforoso in questa dissoluzione, precipitasi dell' ioduro argentico, e l'acido solforoso trasformasi in acido solforico.

Carbonato argentico. Polvere bianca insolubile.

Ossalato argentico. Forma una polvere bianca, insolubi-

le, che leggermente detona quando esponesi ad una temperatura elevata.

Ossalato potassico-argentico. Lo si prepara saturando il biossalato potassico col carbonato argentico. E' solubilissimo, e forma cristalli romboedrici che non si alterano all' aria.

Borato argentico. Lo si ottiene meschiando coll' acido borico una dissoluzione neutra di nitrato argentico; il borato precipitasi allora sotto forma d' una polvere cristallina pesante, che si discioglie nell' acqua difficilissimamente.

Acetato argentico. Lo si ottiene sciogliendo il carbonato nell' acido acetico. Cristallizza in aghetti iridescenti, leggeri e voluminosi; esige per la sua soluzione 100 parti di acqua fredda; quindi il miglior metodo di prepararlo è meschiare alcune soluzioni concentrate di nitrato argentico e di acetato potassico, separare il precipitato e disciorlo nell' acqua bollente; il sale allor cristallizza col raffreddamento. Non contiene acqua di cristallizzazione. Viene facilmente decomposto dal calore, svolge dell' acido acetico, e fornisce in vasi aperti un residuo di argento metallico che ha la forma de' cristalli. Sottomesso alla distillazione, questo sale fornisce, secondo Chenevix, dell' acido acetico concentrato assai puro, e scevro del liquido etereo, che formasi nella distillazione degli altri acetati metallici.

Tartrato argentico. Polvere bianca, poco solubile.

Tartrato potassico-argentico. Sale doppio, polveroso, insolubile.

Pirotartrato argentico. Precipitato bianco, solubile negli acidi.

Citrato argentico. Presentasi sotto forma d' una polvere bianca, poco solubile, che si decompone durante la distillazione, e fornisce dell' aceto empireumatico.

Malato argentico. Lo si ottiene facendo digerire l'acido malico coll' ossido argentico; la massa svolge dell' acido carbonico, e diviene dapprima bruna, poi senza colore. Il sale diseccasi in una massa gommosa. Se meschiasi la dissoluzione coll' acido malico,

deponesi un sale acido, in grani cristallini, che sono solubilissimi nell'acqua, e cristallizzano di nuovo evaporando la dissoluzione.

Piromalato argentico. Precipitato bianco.

Mucato argentico. Lo stesso.

Piromucato argentico. E' solubile nell' acqua; la soluzione divien bruna quando si evapora. Il sale deponesi in piccole pagliette che non sono perfettamente bianche.

Benzoato argentico. E' poco solubile nell' acqua fredda, ma sciogliesi nell'acqua bollente, e si precipita sotto forma polverosa durante il raffreddamento del liquore.

Gallato argentico. L' infusione di noce di galla precipita in rosso i sali argentici; il precipitato diviene bruno diseccandosi.

Formiato argentico. Cristallizza difficilmente; i cristalli sono romboidali e disciolgonsi facilmente nell' acqua. L' acido formico prodotto artificialmente viene decomposto dall' ossido argentico; svolgesi dell' acido carbonico, e l' argento è ripristinato. Decomponendo il formiato potassico col nitrato argentico, ottiensi una combinazione che si conserva per qualche tempo. Il formiato piombico, il cui acido siasi ottenuto per via chimica, precipita l' argento allo stato metallico dalla sua dissoluzione nell' acido nitrico.

Succinato argentico. Disciogliesi lentissimamente, e cristallizza in lamine lunghe e sottili.

Cianito argentico. Meschiando il cianito potassico col nitrato argentico, il cianito argentico precipitasi sotto forma d' una polvere bianca, leggermente solubile nell' acqua bollente. Riscaldato fino al rovente, questo sale diviene nero, entra in fusione, s'infiamma anche fuori dal contatto dell' aria, ed arde con istrepito. Disciogliesi facilmente nell' ammoniaca, e durante la di lui evaporazione deponesi sotto forma di grandi cristalli lamellari, semitrasparenti, che contengono molta ammoniaca; messi in contatto coll'aria o coll'acqua, i cristalli perdono tosto l' ammoniaca e divengono opachi.

Fulminato argentico. 1.° *Fulminato neutro* (polvere fulminan-

te di Brugnatelli). Lo si prepara come il fulminato mercurioso, sciogliendo 1 parte d'argento in 20 parti di acido nitrico, della densità di 1,36 a 1,38, ed usando d'altronde tutte le avvertenze da me indicate parlando della preparazione del sale mercurioso. Lo si ottiene pure col metodo seguente: 50 grani di nitrato argentico fuso e ridotto in polvere fina introduconsi in un ampio vase di vetro, e mesconsi con mezz'oncia di alcoole tiepido, poi vi si aggiunge mezz'oncia di acido nitrico fumante, il quale si mette in una sola volta. La massa entra in una specie di ebollimento, e poichè la polvere nera, che trovasi al fondo del vetro, divenne bianca, vi si versa sopra dell'acqua fredda che tosto arresta ogni reazione: ciò non richiede che alcuni minuti. Quando estraesi la polvere per porla sul feltro, è mestiero a tal uopo non adoprare un corpo duro, nè men una penna; ci sono esempi che la massa bagnata fece esplosione, ed uccise colui che vi introduceva un tubo di vetro. Si getta soltanto sulla massa un po' di acqua, per torla dal vase e versarla sul feltro. Lavasi bene e si conserva sott'acqua fino al momento di usarla; se ne prende allora qualche piccola porzione, al più mezzo grano od un grano, si mette sulla carta sugante, e disseccasi con molta precauzione a lento calore. Il fulminato argentico forma una polvere cristallina che non arrossa la tintura di tornasole, e all'aria, per l'influenza della luce, diviene dapprima rossa, indi nera. Sciogliesi in 36 parti d'acqua bollente e cristallizza col raffreddamento del licore in piccoli aghetti bianchi. Questo sale possede la proprietà di bruciare con esplosione; detona con uguale violenza dell'argento fulminante ordinario (ossido argentico ammoniacale), e molto più del mercurio e dell'oro fulminanti. Un quarto di grano di fulminato argentico, gettato sopra le braci, produce una detonazione come un colpo di pistola. Fa esplosione per effetto della scintilla elettrica, per la pressione di un corpo duro, quando percuotesi con un martello, o si tocchi con un tubo umettato di acido solforico concentrato; esposto ai raggi del sole, detona, secondo Trommsdorff, pel più lieve contatto. Piccolissime porzioni di questo

sale, poste fra due carte da gioco, detonano fortemente quando si tengono sopra la fiamma d'una candela. Indicherò una maniera di adoprar questo sale: si tagliano colle forbici alcune strisce di carta d'una qualunque lunghezza, larghe mezzo pollice in circa. Con una soluzione di colla o di gomma, si attacca all'estremità di ogni striscia una piccola quantità di vetro in polvere grossa, nello spazio di circa un quarto di pollice. Spandesi un poco di argento fulminante sulle strisce, tanto sopra la polvere di vetro, che sulla carta umettata dall'acqua di gomma; poi mettonsi le strisce a seccare all'aria. Indi se ne prendono due; pongonsi l'una sull'altra, volgendo le parti preparate internamente in guisa che sieno vicinissime l'una all'altra, senza per altro toccarsi; l'orlo di ogni estremità preparata è guernito di un sottile inviluppo, che lo comprime contro l'altra striscia, senza però impedire di scorrervi sopra. Poscia, tirando le strisce nel senso della lunghezza, le parti caricate di polvere fulminante detonano fortemente per la frizione che provano, scorrendo l'una sull' altra. In viaggio si usano queste strisce per attaccarle alla porta della camera da letto, onde destarsi alla detonazione che si produce all'aprir della porta. Se ne fanno del pari piccoli cornetti ne'quali si mette il vetro in polvere con un poco di argento fulminante; poi si chiudono incollando un poco di carta sull'apertura. Se gettansi questi cornetti con forza per terra, o si cammini sopra, essi fanno esplosione. Peraltro è d'uopo guardarsi dall'usar tali mezzi di sorprendere alcuno, poichè ne avvennero spesso disgrazie che in vari paesi fecero proibirli. Se vuolsi preparare questa polvere fulminante, è d'uopo prendere le precauzioni seguenti: 1.º Usare vasi molto grandi acciocchè il licor non trabocchi, poichè quando l'argento fulminante diseccasi sulle pareti esterne del vase, fa sovente esplosione al momento in cui si vuol distaccare. 2.º Mai non si avvicina una candela accesa al licor caldo in cui trovasi l'argento fulminante; poichè i vapori d'etere infiammansi a una certa distanza dal vase e la massa fa esplosione. 3.º Come ho già detto, non è mai conveniente di mescere il

liquido con un corpo duro, poichè si sa per esperienza che può fare esplosione quando si agita con un tubo di vetro (1).

2º. *Fulminato argentico acido.* Lo si ottiene decomponendo il sal neutro colla potassa, colla soda, colla calce o colla barite; il sale allora depone dell'ossido argentico e formasi un sale doppio. Feltrando il liquore e meschiandolo coll'acido nitrico, il sale acido precipitasi sotto forma d'una polvere bianca, poco solubile nell'acqua fredda, che facilmente disciogliesi nell'acqua bollente e cristallizza col raffreddamento in questa dissoluzione. Riscaldando questo sale, esso detona con violenza. Dietro le prime analisi di Liebig, i due terzi della base vengono precipitati ed il sale acido è un trifulminato; ma, secondo un'analisi più recente che Liebig fece con Gay-Lussac, l'alcali separa soltanto la metà dell'ossido argentico, ed il sale che ottiensi è un bifulminato.

Fulminato potassico argentico. Lo si prepara decomponendo il fulminato argentico colla potassa caustica. Il liquore feltrato ha d'ordinario un color bruno, che proviene dalla carta del feltro, e sparisce quando si fa bollire. Dopo l'evaporazione il sale cristallizza in lamine longitudinali, bianche e brillanti. Ha un sapore metallico, non reagisce come gli alcali, disciogliesi in otto parti d'acqua bollente e

(1) Possa l'aneddoto seguente servire di esempio a'miei giovani lettori. Un occhialaio viaggiatore, che probabilmente adoprava l'argento fulminante per preparare la carta fulminante di cui ho parlato, si avea fatto giungere una piccola scatola di questa polvere nel luogo ove si era fermato. Alla posta si volle vedere che contenesse la scatola, e quando l'occhialaio vi rimise il coperchio, la polvere fece esplosione, forse perchè ne era rimasta una piccola quantità fra il coperchio e la scatola. La mano dell'occhialaio venne quasi del tutto portata via, e si trovarono de'frammenti di osso sotto la tavola, che, quantunque grossa più pollici, ne rimase foracchiata. Pareva che alcuni frammenti della scatola avessero in varii luoghi penetrato nel petto dell'infelice che, dopo undici giorni, morì. Nessuno degli addetti alla posta ne rimase offeso, e in onta alla violenta detonazione che gli privò dell'udito per qualche tempo, non si ruppe alcuna vetriata, il che sarebbe accaduto infallibilmente per una esplosione molto minore cagionata dalla polvere da archibugio.

detona colla percossa o per l'azione del calore. Non viene precipitato dai cloruri.

Fulminato sodico argentico. Lo si prepara come il sal precedente; è un poco più solubile, e cristallizza in piccole pagliette rotonde dotate di lucentezza metallica e d'un colore bruno-rossastro.

Fulminato ammonico argentico. Lo si ottiene saturando coll'ammoniaca il surfulminato argentico, e lasciando cristallizzare il sale. Detona fortemente. Il sal *basico* ottiensi disciogliendo il sale neutro mediante il calore nell'ammoniaca. Dopo il raffreddamento del liquore depongonsi moltissimi cristalli bianchi, brillanti e granellosi, che hanno un sapore metallico. Toccati appena questi cristalli in mezzo al liquido, fanno tosto esplosione; ma finchè il liquore contiene un eccesso di ammoniaca, la detonazione non si propaga da un grano all'altro. Il trattare questa combinazione offre i più grandi pericoli, poichè detona tre volte più fortemente che una simile dose di fulminato argentico neutro.

Fulminato baritico argentico. Cristallizza in grani di un bianco lordo, disciogliesi difficilmente nell'acqua e detona fortemente.

Fulminato stronzico argentico. Somiglia al sale precedente.

Fulminato calcico argentico. Forma piccoli grani cristallini, giallastri e pesanti, che facilmente disciolgonsi nell'acqua fredda.

Fulminato magnesico argentico. Forma due composti distinti: l'uno presentasi sotto forma di una polvere rosea, insolubile, che non fa esplosione, ma soltanto crepita; l'altro si depone in cristalli capillari, bianchi, e detona fortemente.

Seleniato argentico. Ha molt' analogia col solfato pel colore, la forma cristallina e la solubilità. Forma coll'ammoniaca del *seleniato argentico ammoniacale*, composto, secondo Mitscherlich, di 29, 7 parti di acido selenico, 54, 26 d'ossido argentico e 16, 04 di ammoniaca. I multipli sono gli stessi che quelli del solfato. Esposto all'aria, abbandona l'ammoniaca.

Selenito argentico. Lo si ottiene mescendo il nitrato argentico

coll'acido selenioso; il selenito allora si precipita sotto forma d'una polvere bianca. E' solubile in piccola quantità nell'acqua bollente. L'acido nitrico bollente lo scioglie; ma esso precipitasi quando si aggiunge dell'acqua fredda alla dissoluzione. Diluita con acqua bollente, la dissoluzione non s'intorbida, e raffreddandola gradatamente, il sale cristallizza in aghetti bianchi. Non viene annerito dalla luce, fondesi all'incirca alla stessa temperatura del cloruro e, col raffreddamento, fornisce una massa opaca, bianca, spezzabile, a spezzatura cristallina. Esposto ad un forte calore, questo sale svolge del gas ossigeno, mentre si volatilizza dell'acido selenioso, ed il selenito ricuopresi di una pellicola d'argento.

Arseniato argentico. Comportasi come il fosfato e precipitasi sotto forma d'una polvere brunastra ch' è un sale basico. Se si fa fondere al fuoco un miscuglio di acido arsenico e argento, questo disciogliesi con isvolgimento di acido arsenioso, e la massa si fonde in un vetro senza colore che contiene un eccesso di acido. L'acqua discioglie l'acido, e lascia il sal bruno non disciolto. Esposto ad una alta temperatura, fornisce del gas ossigeno, dell'acido arsenioso e dell'arseniuro d'argento.

Arsenito argentico. Versando degli arseniati nelle dissoluzioni d'argento, il sale argentico si precipita sotto forma d'una polvere gialla, che a poco a poco diviene d'un grigio carico. Alessandro Marcet riguarda il nitrato argentico come il migliore reagente per iscuoprir la esistenza dell'acido arsenioso; e propone a tal uopo adoprarlo come segue. Meschiasi il nitrato argentico con un eccesso di ammoniaca, immergesi in questa dissoluzione un tubo di vetro, e lo si introduce nel liquor contenente l'acido arsenioso; allor formasi intorno il tubo una nube gialla, la quale ben presto si precipita al fondo del vase. Questa maniera di operare riesce bene quando il licore è scevro di corpi organici, d'acido idroclorico e d'acido fosforico; ma quando contiene uno di questi corpi, è mestiero ricorrere al metodo da me indicato nel secondo volume.

Cromato argentico. Precipitato a freddo, esso è d'un color porpora; a caldo, d'un bruno-rossastro. Quando la soluzione contiene un eccesso di acido, il precipitato è di un rosso-carminio, e quando è calda nel tempo stesso ritiene grande quantità del sale che poscia forma de' cristalli d'un rosso-rubino. Questo sale diviene bruno alla luce, disciogliesi nell'acido nitrico, entra in fusione, e si decompone ad un'alta temperatura, fornendo un residuo di argento e scorie di ossido cromico.

Sciogliendo il cromato argentico nell'ammoniaca calda e lasciando freddare il liquore, si ottiene un *cromato argentico ammoniacale* in cristalli gialli che hanno la medesima forma, e sono composti degli stessi multipli del solfato e del seleniato. Questo sale perde all' aria l'ammoniaca ch'esso contiene. Secondo Mitscherlich, è composto di 25, 74 parti di acido cromico, 57, 32 di ossido argentico, 16, 94 d'ammoniaca.

Il *molibdato* e il *tunstato argentici* sono bianchi, insolubili e polverosi.

L'*antimoniato*, il *tellurato* e il *tantalato argentici* formano precipitati bianchi insolubili.

C. *Solfosali d'argento.*

Fra i metalli propriamente detti l'argento forma una delle solfobasi più energiche. I solfosali argentici sono insolubili nell'acqua, d'un bruno carico, anneriscono diseccandosi, e conservansi bene all'aria.

Solfocarbonato argentico. Forma un precipitato bruno carico, solubile in bruno carico in un eccesso del precipitante. Allo stato secco è nero, brillante, difficile a ridursi in polvere: stillato, fornisce una quantità insignificante di solfido carbonico, una quantità considerabile di solfo e un residuo di solfuro d'argento meschiato con carbone.

Solfocianidrato argentico. Forma un precipitato giallo, che con-

servasi bene, massime quando si usarono per prepararlo delle dissoluzioni un cotal poco allungate.

Solfarseniato argentico. Precipitasi in bruno carico, e sembra dapprima entrare in soluzione nel liquore, ma poi si riunisce, ammucchiasi al fondo del vase come un corpo pesante e divien nero. Diseccato, forma una massa nera la cui polvere è bruna. Il sal neutro e il sale basico comportansi assolutamente nella medesima guisa. Sottomesso alla distillazione, non fornisce nè solfo nè solfido arsenico, e fondesi al rovente-ciliegio in un globulo metallico grigio e brillante, senza però svolgere alcun prodotto volatile. Il globulo è dolce e malleabile, e non può ridursi in polvere. Riscaldato al contatto dell'aria, fornisce un residuo di solfuro d'argento, e il solfido arsenico viene bruciato.

Solfarsenito argentico. Forma un precipitato bruno chiaro, che ne'primi istanti è trasparente, ma rammucchiasi poscia in massa e divien nero. Nella distillazione fornisce un solfido arsenioso, se ne contiene un eccesso, poi fondesi e ne fornisce una nuova quantità finchè non rimanga che il sale neutro, il quale più non si altera. È una massa metallica nera, che colla triturazione fornisce una polvere bruna chiara, simile al precipitato considerato ne'primi istanti della sua formazione. Se meschiasi una dissoluzione saturata di cloruro argentico nell'ammoniaca con un bisolfarsenito, si ottiene un precipitato giallo-carico, che è un *solfarsenito sciargentico.*

Solfomibdato argentico. E' un precipitato nero, che, allo stato secco, presenta una raschiatura splendiente d'un grigio-plumbeo.

Ipersolfomolibdato argentico. E' di un bruno carico e nero in massa.

Solfotunstato argentico. Forma un precipitato bruno carico che in poco tempo annerisce. Stillato, fornisce del solfo e diviene d'un grigio-plumbeo lucente.

Solfotellurato triargentico. E' un precipitato nero, voluminoso, che acquista la lucentezza metallica sotto il brunitoio. Sottomesso alla distillazione, fornisce del solfo, e lascia un globulo metallico fuso, di

un grigio-plumbeo. Questo globulo non si altera quando si fonde al contatto dell'aria; è duttile come il piombo, si può schiacciare senza lacerarne gli orli, e sembra essere un tellururo d'argento.

Iposolfantimonito triargentico. Incontrasi allo stato cristallizzato in natura; i mineralogisti chiamaronlo *argento rosso.* I cristalli sono bellissimi, d'un rosso-rubino veduti per trasparenza, e d'un bruno carico per riflessione. La base e il solfido contengono la quantità stessa di solfo. Talvolta questo sale è meschiato col solfarsenito triargentico, al quale esso pare isomorfo. Allora è opaco e d'un colore più carico.

XXVIII. *Sali di rodio.*

I sali di rodio sono ancor poco noti. I sali aloidi sembrano essere rossi; gli ossisali, gialli, rossi o bruni. Non si conoscono solfosali di questo metallo. I sali di rodio non vengono istantaneamente precipitati dagli alcali, ma quando si fanno digerire con essi, dopo qualche tempo depongono dell'ossido rodico giallo-verdastro. Il gas solfido idrico gli precipita in bruno-nerastro; ma solo mediante il calore. Tutti i sali di rodio vengono decomposti, ed il rodio ripristinasi quando si espongono sotto forma secca all'azione simultanea d'un dolce calore e del gas idrogeno. Finora non si conosce nel rodio che una sola serie di sali.

A. *Sali aloidi di rodio.*

Cloruro rodico. Per ottenerlo si versa a poco a poco una dissoluzione d'acido idrofluosilicico in una dissoluzione di cloruro rodico-potassico, e si tralascia di aggiungerne tosto che più non si forma fluoruro silicico-potassico. Si evapora fino a secchezza la dissoluzione feltrata, e si tratta la massa coll'acqua, che lascia, senza disciorla, una piccola porzione di fluoruro silicico-potassico; aggiungesi dell'acido idroclorico alla dissoluzione, e la si evapora fino a secchezza per iscacciare le tracce di acido idrofluosilicico che il sale può contenere.

Il sale secco è di un nero bruno e nulla cristallino; senza decomporsi sopporta un forte calore, e, giunto al momento in cui decomponesi, trasformasi immediatamente in metallo ed in cloro, senza passare per un grado intermedio di combinazione. All'aria, risolvesi in uno sciloppo bruno; la sua dissoluzione nell'acqua è di un bel color rosso. Ha un sapore metallico, poco astringente. E' composto di 66, 24 parti di rodio e 33, 76 di cloro.

Cloruro rodioso-rodico. Lo si ottiene riscaldando il rodio in polvere fina (come si ottiene colla ripristinazione dei sali doppii mediante il gas idrogeno) in una corrente di gas cloro, che a poco a poco il converte in una polvere rosea, insolubile nell'acqua e negli acidi. Questa polvere è formata di 54, 07 parti di rodio e 45, 93 di cloro: le quali proporzioni corrispondono ad una composizione per cui questo sale sarebbe formato di due cloruri, uno de'quali conterrebbe (nella stessa quantità di metallo) un terzo meno di cloro del cloruro rodico, e i quali sarebbero combinati nel sal doppio nella proporzione richiesta per contener tutti e due la quantità stessa di rodio.

Cloruro rodico-potassico. Lo si prepara mescendo il rodio in polvere fina con un peso uguale al proprio di cloruro potassico, e riscaldando il miscuglio intimo in una corrente di gas cloro, finchè questo gas cessi di venire assorbito. Il fuoco si può spingere fino al rovente scuro, ed a questa temperatura l' assorbimento è maggiore che ad una temperatura meno elevata. Si ottiene così una massa salina, nera, che non ha provato fusione e disciogliesi nell'acqua; la dissoluzione, ch' è di un bel color rosso, fornisce, dopo l' evaporamento, de' cristalli d' un rosso carico, la cui forma di rado è bene caratterizzata. Secondo Wollaston, i cristalli formano prismi rettangolari a quattro piani, terminati da piramidi a quattro facce. Questo sale è insolubile nell' alcoole; ma quando vuolsi precipitare coll'alcoole una dissoluzione concentrata nell' acqua, parte del sale rimane disciolta nel licore spiritoso, e non se ne separa allorchè ci si

aggiunge una maggiore quantità d' alcoole. Stillando questo licore spiritoso, la maggior parte del sale disciolto riducesi allo stato metallico. Il sale cristallizzato contiene 4, 77 per cento d'acqua, che non si evapora alla temperatura di 100_0, ma può venir discacciata da un calore più forte, senza che il sale venga decomposto. Il sale anidro contiene 41, 5 per cento di cloruro potassico e 58, 5 di cloruro rodico: il cloro di quest'ultimo sta a quello del sale potassico come 3 : 2. L'ossigeno dell'acqua di cristallizzazione è esattamente bastante a trasformare il potassio in potassa.

Cloruro rodico-sodico. Si prepara come il sale potassico : soltanto è necessario adoprare 2 parti di cloruro sodico in una parte di rodio. Si può d'altronde estrarlo dai minerali di platino col metodo descritto all'articolo della estrazione del rodio. Si discioglie nell'acqua, e la soluzione, che è di un rosso bellissimo, fornisce, evaporandola, grandi cristalli prismatici d'un rosso carico. Il sale cristallizzato contiene 30 per cento d'acqua di cristallizzazione, e ne perde parte all'aria secca, cuoprendosi di una polvere rossa. Esposto all'azione del fuoco, fondesi nella sua acqua di cristallizzazione cui ritiene ostinatamente. Coll'alcoole comportasi come il sale potassico. Il sale anidro è composto di 45, 55 parti di cloruro sodico e di 54, 45 di cloruro rodico, i quali ambedue contengono la stessa quantità di cloro. Così la composizione del sale sodico non è proporzionale a quella del sale potassico. L'acqua di cristallizzazione contiene 6 volte altrettanto ossigeno di quello che occorrerebbe per trasformare il sodio in soda.

Cloruro rodico-ammonico. Lo si ottiene aggiungendo il sale ammoniaco alla dissoluzione del cloruro ed evaporando il liquore. Il sale doppio somiglia molto al sale potassico, disciogliesi meno bene nell' acqua del sale sodico, e si decompone, quando riscaldasi, fornendo un residuo di rodio.

Meschiando il cloruro rodico-sodico coll'ammoniaca in eccesso, il sale perde a poco a poco il suo color rosso, e divien giallo. Nel tempo stesso precipitasi dell' ossido rodico ammoniacale, e la soluzio-

ne ritiene un sale doppio basico. Evaporandolo fino a secchezza e trattando il residuo coll' acqua, questa, senza disciorla, depone una polvere gialla che sembra composta di cloruro ammonico e d' ossido rodico.

B. *Ossisali di rodio.*

Solfato rodico. Lo si prepara disciogliendo il solfuro di rodio ottenuto per via umida nell' acido nitrico fumante. Ottiensi un liquido bruno-giallastro ed una polvere bruna. Questa è un solfato rodico neutro, ed il liquido è una dissoluzione del medesimo sale nell'acido nitrico. Decantando l' acido e trattando coll'acqua la polvere bruna, essa disciogliesi. La dissoluzione seccasi in uno sciloppo bruno che non offre vestigio di cristallizzazione. Se vuolsi scacciar l'acqua col calore, il sale rigonfiasi come l' allume, e lascia una massa porosa, gonfiata, che sembra dapprima insolubile nell' acqua, e da ultimo vi si discioglie, assolutamente come l' allume calcinato. Esposto all' aria, questo sale comincia, dopo alcune ore, a liquefarsi, e così passa più prontamente allo stato liquido che quando vi si versa dell' acqua. La dissoluzione concentrata è d' un rosso cupo traente al giallo, ed io credo avere conosciuto ch' essa diviene di un rosso più carico quando fu conservata lungo tempo.

Solfato rodico-potassico. Lo si ottiene meschiando il rodio in polvere fina col bisolfato potassico e riscaldando il miscuglio, in un crogiuolo di platino coperto, fino al rovente oscuro, alla quale temperatura si mantiene per qualche tempo. A poco a poco svolgesi del gas acido solforoso ed il sale colorasi in rosso-bruno carico. La dissoluzione del metallo si opera lentamente, e durante l' esperimento si evapora molto acido. Ma puossi lasciar freddare il sale, aggiungervi una conveniente quantità d' acido solforico, e continuare poscia a far digerire il miscuglio. Il sale solidificato è giallo o giallo-carico, di rado rosco. Disciogliesi in giallo nell' acqua, lentissimamente quando

è fredda, con rapidità quando bolle. Gli alcali versati nella dissoluzione precipitano una gran parte dell' ossido rodico; ma questo non viene totalmente precipitato nè dagli alcali nè dal gas solfido idrico. Per estrarne tutto l' ossido rodico è d' uopo mescere il sale con un eccesso di carbonato potassico o sodico secchi, e riscaldare il miscuglio fino al rovente; trattando la massa calcinata coll' acqua, tutto l' ossido rodico rimane.

Ottiensi un altro solfato rodico-potassico aggiungendo al cloruro di queste basi una certa quantità d'acido solforoso. Dopo alcune ore la soluzione, il cui colore diviene sempre più pallido, depone una polvere bianca, ch' è tuttavia bianca dopo essere stata lavata, o d' un bianco appena traente al giallo. Questo sale è quasi insolubile nell'acqua, e pochissimo solubile nell' acido solforico; questi due liquidi, messi a contatto col sale, acquistano un color giallo. Gli alcali ne separano colla digestione dell' ossido rodico. Contiene 0, 28 del suo peso di rodio, e sembra esser composto in guisa, che il solfato rodico contenga tre volte altrettanto acido solforico che il solfato potassico, vale a dire contenga gli stessi multipli dell' allume.

Nitrato rodico. Lo si ottiene sciogliendo l' ossido rodico nell' acido nitrico fino a completa saturazione dell' acido. Esso forma un sale deliquescente, d' un rosso carico.

Nitrato rodico-sodico. Forma dei cristalli rosso-carichi, e sciogliesi facilmente nell' acqua; ma è insolubile nell' alcoole.

Acetato rodico. Forma una dissoluzione rossa.

Acetato rodico-sodico. Questo sal doppio è rosso, solubilissimo nell' acqua, insolubile nell' alcoole.

XXIX. *Sali di palladio.*

Il palladio forma due serie di sali, delle quali una soltanto è un poco nota, quella che costituisce i sali *palladiosi*, mentre l' altra, che comprende i sali *palladici*, è quasi sconosciuta. I sali palla-

diosi son gialli o d'un giallo-brunastro. Gli alcali caustici vi fan nascere un precipitato giallo, ch'è un sale basico, e sciogliesi in un eccesso di alcali senza colorire il licore. Il palladio viene precipitato allo stato metallico nelle dissoluzioni de' sali palladiosi da tutti i metalli precedenti, tranne l' argento ed il rodio. Lo stesso effetto viene prodotto dai sali stagnosi e ferrosi, e, mediante il fuoco, dall'acido solforoso. Essi vengon del pari ripristinati quando si stillano coll'alcoole. Pretendesi che le dissoluzioni di questi sali acquistino una tinta azzurra o verde, quando vi si versa dell' ammoniaca ed un poco di cloruro stagnoso; ma ciò non avviene che quando il palladio contiene rame. Sotto forma secca i sali di palladio vengono ripristinati dal gas idrogeno a un dolce calore.

A. *Sali aloidi di palladio.*

Cloruro palladioso. Lo si ottiene sciogliendo il palladio nell'acido idroclorico cui si aggiunse un poco di acido nitrico, ed evaporando la dissoluzione a secchezza per separarne tutto l' acido nitrico. Rimane una massa salina cristallina d' un bruno carico, ch' è nera dopo avere perduta la sua acqua di cristallizzazione. Si può fonderla in vasi di vetro. Riscaldata in vasi di platino, si carica di cloruro platinoso che le partecipa un color verde-azzurrastro. Ogni qual volta si evapora il cloruro palladioso fino a secchezza, una parte del sale si decompone, svolgesi dell' acido idroclorico, e, trattando il sale coll' acqua, questa lascia, senza disciorla, una polvere color di ruggine, la quale è un cloruro palladioso basico. Il cloruro palladioso è composto di 60,03 parti di palladio e 39,97 di cloro.

Cloruro palladioso-potassico. Ottiensi aggiungendo il cloruro potassico alla dissoluzione del sale precedente, ed evaporando il licore fino al punto di cristallizzazione. Il sale doppio cristallizza in prismi quadrilateri d' un giallo lordo, che hanno una tinta brunastra quando sono voluminosi. Si annunziò che, veduti per trasparenza, erano rossi in un senso e verdi in un altro. Io non ho trovato giusta questa os-

servazione, ed essa senza dubbio si riferisce al sale che contiene rame. Il cloruro palladioso-potassico fondesi a un dolce calore, ma non tarda a svolgere del cloro; l' acqua con cui si tratta lascia indisciolta una quantità di palladio proporzionale alla quantità di cloruro decomposta. E' solubile nell' acqua, e molto più nella calda che nella fredda. L' alcoole lo precipita da una dissoluzione concentrata calda in pagliette cristalline gialle e brillanti com' oro. È poco solubile nell' alcoole anidro, ma lo spirito di vino della densità di 0,84 ne scioglie una quantità notabile. Stillando la dissoluzione, il sale doppio viene decomposto e il palladio ripristinato. Il cloruro palladioso-potassico non contiene acqua di cristallizzazione. È composto di 54,31 parti di cloruro palladioso e 45,59 di cloruro potassico: i due cloruri contengono la quantità stessa di cloro.

Cloruro palladioso-sodico. Questo sale doppio disciogliesi facilmente nell' acqua e nell' alcoole, ed attrae l' umidore atmosferico.

Cloruro palladioso-ammonico. Le sue proprietà fisiche sono le stesse di quelle del sale potassico. Sottomesso alla calcinazione, fornisce un residuo di palladio.

Secondo gli assaggi di Bonsdorff, il cloruro palladioso forma dei sali doppi colla maggior parte degli altri cloruri. Bonsdorff ottenne quelli che forma questo sale coi cloruri di bario, di calcio, di magnesio, di manganese, di zinco, di cadmio e di nichelio. Tutti questi sali doppi hanno una tinta brunastra, e facilmente disciolgonsi nell'acqua e nell' alcoole. I sali di cadmio, di nichelio e di manganese non si alterano all' aria. Quest' ultimo è quasi nero e forma cristalli cubici o simiglianti al cubo. I sali doppi di calcio, di magnesio e di zinco sono deliquescenti.

Ottiensi un *cloruro palladioso ammoniacale* aggiungendo una certa quantità d' ammoniaca alla dissoluzione del cloruro. Il sale ammoniacale precipitasi sotto forma d' una polvere color di carne. Ottiensi un altro cloruro ammoniacale versando l' ammoniaca nella dissoluzione fintanto che il precipitato venga ridisciolto, ed abbandonando alla

evaporazione spontanea il licore che è dapprima giallastro e si scolorisce a poco a poco; il cloruro allora si depone sotto forma di cristalli senza colore e raggiati, che son d' ordinario meschiati con una polvere gialla, la quale è un terzo sale basico. Non si conosce ancora nè la composizione del sale rosso, nè quella del sale senza colore. Se evaporasi fino a secchezza la dissoluzione nell' ammoniaca, rimane una massa salina che, trattata coll'acqua, lascia una polvere verde-giallastra che sembra essere della stessa natura che la polvere gialla suddetta: essa non contiene acqua in combinazione, ed è composta di cloruro palladioso e di ammoniaca in una tal proporzione, che il cloro del cloruro, convertito in acido idroclorico, basterebbe a formare un cloruro ammonico coll' ammoniaca.

Cloruro palladico. Lo si ottiene sciogliendo il cloruro palladioso secco nell' acqua regia concentrata e riscaldando dolcemente la soluzione. Non esiste che allo stato di dissoluzione: questa è d'un bruno sì carico, che sembra nera. Il cloruro palladico distinguesi dal cloruro palladioso, poichè quello forma un precipitato rosso col cloruro potassico, e questo non produce alcun precipitato, o ne produce uno giallo nella dissoluzione del cloruro palladioso. Diluendolo con acqua o evaporandolo, svolge del cloro e trasformasi in cloruro palladioso. Contiene nella stessa quantità di metallo una volta più cloro del sal palladioso.

Cloruro palladico-potassico. Lo si ottiene trattando coll' acqua regia il cloruro palladioso-potassico ridotto in polvere fina, ed evaporando fino a secchezza il licore soprastagnante. Il cloruro doppio rimane sotto forma d' una polvere rossa di cinabro in cui colla lente si scuoprono piccoli cristalli ottaedrici. Quando questi cristalli sono tanto grandi da poterne riconoser la forma, il sale è di un bruno carico. Riscaldato fino al punto in cui entra in fusione, abbandona del cloro e trasformasi in sale palladioso; l' acqua fredda ne scioglie piccolissima quantità, acquistando un colore giallastro e l' odore del cloro. Trattato coll' acqua calda, disciogliesi svolgendo del cloro e si decompone in gran parte; dell' ossido palladico si precipita, e il lico-

re si carica d'acido idroclorico libero. Per una ebollizione prolungata viene totalmente ripristinato allo stato di cloruro palladioso-potassico. Quando disciogliesi in vasi chiusi nell'acqua bollente, una parte del sale cristallizza durante il raffreddamento senza avere provato alterazione. L'acqua-madre contiene sale palladioso ed esala un odore di cloro. L'acido idroclorico lo scioglie senza decomporlo, ma soltanto in piccola quantità: durante l'evaporamento spontaneo dell'acido il sale cristallizza. L'alcoole freddo non esercita azione sensibile su questo sale, e non ne vien colorito; l'alcoole bollente il decompone, formando dell'etere. Se versasi sopra dell'ammoniaca caustica questa si decompone con una effervescenza dovuta allo svoglimento del gas nitrogeno, e formasi del sale palladioso. Non viene decomposto nè sciolto dall'acqua contenente in soluzione cloruro potassico, sodico o ammonico; così questi sali, quando sono meschiati col cloruro palladico-potassico, possono venirne separati mediante una conveniente quantità d'acqua. Esso non ritien nulla di acqua combinata. È composto di 62,45 parti di cloruro palladico, e 37,55 di cloruro potassico; il primo contiene due volte altrettanto cloro che il secondo, e il rapporto fra il palladio e il potassio è lo stesso che nel sale palladioso.

Non si pervenne ad ottenere un cloruro *palladico-sodico*, probabilmente perchè il sale è solubilissimo, e l'acqua lo decompone.

Cloruro palladico-ammonico. Lo si ottiene come il sale potassico; gli somiglia del tutto e non ne è più solubile.

L'*ioduro* e il *fluoruro* di palladio sono ignoti. I fluoruri potassico e sodico, versati nella dissoluzione del nitrato palladico, vi producono precipitati d'un giallo chiaro, che sono sali doppi poco solubili.

Cianuro palladioso. Il palladio ha maggiore affinità pel cianogeno che ogni altro metallo, di guisa che il cianuro mercurico lo precipita dalle sue dissoluzioni neutre, ciocchè fornisce un mezzo

assai semplice per separarlo dagli altri corpi. Ottiensi pure del cianuro palladioso facendo bollire l' ossido palladioso col cianuro mercurico. Se versasi quest'ultimo sale in una dissoluzione di palladio, che non contenga molto di questo metallo, il precipitato non appare immediatamente, e il liquore, che solo s' intorbida dopo alcun tempo, fornisce un precipitato di color chiaro-grigiastro dopo la diseccazione. Riscaldato fino al rovente, il cianuro palladioso viene decomposto e fornisce un residuo di palladio. Quando la soluzione d'un sale di palladio è acida, non si ottiene alcun precipitato; s'essa contiene del rame, il precipitato diseccato è verdastro, ed è impossibile liberare il palladio dal rame precipitandolo con un cianuro. Aggiungendo una dissoluzione di cianuro mercurico ad una dissoluzione senza colore di cianuro palladioso nell' ammoniaca, e l' ammoniaca eccedente siasi volatilizzata fino al punto in cui il liquore non ispanda più odore ammoniacale, non formasi precipitato ne' primi momenti; ma dopo qualche tempo, si ottengono delle pagliette cristalline, senza colore, brillanti, che sembrano essere un *cianuro-palladioso ammoniacale.*

Cianuro palladioso-potassico. Lo si ottiene sciogliendo il cianuro palladioso nel cianuro potassico; cristallizza in prismi obliqui, fini, senza colore e trasparenti, che decrepitano quando riscaldansi e fondonsi poscia con effervescenza.

Il *cianuro palladioso* forma col *nitrato palladioso* un sal doppio che si precipita quando si meschia il nitrato palladioso col sale doppio precedente. Riscaldandolo dopo averlo seccato, brucia come la polvere da schioppo.

Cianuro palladico. Lo si ottiene versando una dissoluzione di cianuro mercurico sopra il cloruro palladico-potassico in polvere finissima, e rimescendo il miscuglio. Avviene una doppia decomposizione, e si forma un cianuro rosso-pallido che si decompone ben tosto e diviene d' un bianco puro, mentre il liquore acquista un odore di acido idrocianico, o piuttosto di cianuro ammonico.

Solfocianuro palladioso. Disciogliesi facilmente nell'acqua.

B. *Ossisali di palladio.*

Solfato palladioso. Lo si ottiene decomponendo il nitrato coll' acido solforico; è rosso e disciogliesi facilmente nell' acqua. Il solfuro di palladio, dolcemente calcinato all' aria, ricuopresi d' una crosta di sottosolfato rosso-carica, che viene decomposto da un più forte calore. Il palladio disciogliesi come il rodio nel bisolfato potassico con cui si calcina.

Nitrato palladioso. Si prepara disciogliendo il metallo nell' acido nitrico; in tal caso non si svolge gas ossido nitrido che quando si riscalda il liquore. La soluzione diseccasi in una massa salina, rossa carica, che lascia dell' ossido palladioso quando calcinasi dolcemente.

Se aggiungesi dell' ammoniaca ad una dissoluzione di nitrato palladioso, finchè il liquore siasi scolorito, e il precipitate, che da prima si forma, siasi ridisciolto, indi si evapori questa dissoluzione ad un dolce calore, depongonsi cristalli scoloriti che affettan la forma di tavole rettangolari e sono un *nitrato palladioso ammoniacale.* Il liquore, sottomesso all'ebollizione, fornisce un sottosale doppio, polveroso e giallo.

Il nitrato palladioso neutro viene precipitato in giallo chiaro dai fosfati, dagli arseniati, dagli ossalati, dai tartrati e dai citrati neutri.

XXX. *Sali di platino.*

I sali di platino sono meno conosciuti che non dovrebbe attendersi quando si consideri che il platino viene si spesso adoprato dai chimici. Si conoscono nel platino due serie di sali. I sali platinosi sono i men noti; hanno un colore giallo-verdastro, e talvolta rosso,

e distinguonsi dai sali platinici perchè non vengono punto precipitati dal sale ammoniaco. La potassa caustica gli precipita in nero, ed il precipitato è solubile in verde-nerastro, in un eccesso di alcali. I *sali platinici* sono gialli od aranci; i cloruri potassico e ammonico gli precipitano in giallo. Formano, colla maggior parte degli alcali e delle terre, de' sali doppi, che non vengono decomposti da una maggior quantità d' alcali o di terra. Non sono precipitati dai sali ferrosi, a meno che nel tempo stesso non ci si aggiunga una dissoluzione di mercurio, ed allora il precipitato è una combinazione di platino e di mercurio. Il cloruro stagnoso li precipita in rosso-bruno, ed i solfoidrati in nero od in bruno. Non vengono precipitati nè dal cianuro mercurico, nè dal cianuro ferroso-potassico. Il fosforo e la maggior parte de' metalli ne precipitano il platino allo stato metallico.

A. *Sali aloidi di platino.*

Cloruro platinoso. Lo si ottiene evaporando fino a secchezza la dissoluzione di cloruro platinico, triturando la massa salina, introducendola in una capsula di porcellana, e riscaldandola al bagno di sabbia fino alla temperatura dello stagno fondentesi, avvertendo però di rimescere di tratto in tratto. Si svolge del cloro, e rimane alla fine una polvere grigio-verdastra, che più non viene alterata dal calore, la quale è un cloruro platinoso. Questo sale è insolubile nell' acqua, e respinge anche questa fino al punto che non può venirne bagnato; non è decomposto nè dall'acido solforico, nè dall' acido nitrico, ma si discioglie in parte nell' acido idroclorico concentrato bollente; la soluzione ha un color rosso particolare, che non somiglia a quello del cloruro platinico; essa non contiene che cloruro platinoso. Gli alcali caustici vi formano un precipitato nero. Questo sale viene decomposto dal calore rovente, svol-

gesi 0,2641 parti di cloro senza traccia alcuna d' acqua, e lascia 0,7359 parti di metallo.

Se, anzi che riscaldare il cloruro platinico finchè non si svolga più cloro, come si fa per ottenere il cloruro platinoso, non lo si riscalda che dai 220° ai 250°, e si sospenda a tempo la calcinazione, l' acqua bollente, con che si tratta il residuo, discioglie una combinazione di un bruno tanto carico, che il liquore è affatto opaco. Magnus, che primo fece tale osservazione, riguarda questa dissoluzione bruna come una combinazione di cloruro platinoso e di cloruro platinico. Somiglia molto ai cloruri di iridio e di osmio, che noi chiamiamo suriridioso e surosmioso, ed è possibilissimo ch' essa pure consista in un' analoga combinazione. Magnus appoggia la sua opinione sulle ragioni seguenti. Evaporando la dissoluzione, precipita una polvere bruna, la quale, benchè rassomigli al cloruro platinoso preparato come dicemmo, per altro contiene gli stessi elementi combinati nelle proporzioni medesime. Questa polvere è insolubile nell' acqua; ma quando la si meschia col liquor decantato, e riscaldasi il tutto unitamente alla polvere, questa si scioglie. Evaporando la dissoluzione quasi a secchezza, e trattando il residuo coll' acqua fredda, rimane del cloruro platinoso indisciolto, e l'acqua scioglie del cloruro platinico, contenente meno cloruro platinoso. Ripetendo questa operazione più volte, perviensi a separare tutto il cloruro platinoso. Ottenuto con questo metodo, il cloruro platinoso discioglíesi facilissimamente nell' acido idroclorico, e fornisce una dissoluzione rossa carica, il cui color nulla somiglia a quello del cloruro platinico. Magnus riguarda questa dissoluzione come una combinazione di cloruro platinoso e di cloruro idrico, analoga a quella che forma il cloruro mercurico coll'acido idroclorico.

Cloruro platinoso-potassico. Questo sale venne scoperto da Magnus. Lo si ottiene aggiungendo il cloruro potassico alla dissoluzione del cloruro platinoso nell'acido idroclorico, ed evaporando il liquore. Si ottiene del pari questo sale aggiungendo il cloruro potas-

sico alla dissoluzione bruna dei due cloruri. Precipitasi del cloruro platinico potassico, ed il sale platinoso che rimane nella dissoluzione, cristallizza quando la si evapora. Questo sale cristallizza colla evaporazione spontanea in prismi quadrilateri rossi, la cui forma è la stessa di quella del sale palladioso corrispondente. Col raffreddamento d' una dissoluzione calda si ottengono de' cristalli granellosi. Disciogliesi facilmente nell' acqua; il colore della dissoluzione trae più al giallo che al rosso. È insolubile nell' alcoole, e questo liquido lo precipita dalla sua dissoluzione nell' acqua, sotto forma di filamenti cristallini, rosei e tenui. Non contien acqua ed è composto di 64, 25 parti di cloruro platinoso, e 35, 75 di cloruro potassico: i due cloruri contengono la quantità stessa di cloro.

Cloruro platinoso-sodico. Lo si ottiene come il precedente. E' solubile nell' acqua e nell' alcoole, ed è difficile ottenerlo in forma cristallina.

Cloruro platinoso-ammonico. Lo si prepara come il sale potassico; ha la medesima forma cristallina, la solubilità stessa nell' acqua, e i due cloruri contengono nel sale doppio la stessa quantità di cloro. Vauquelin fu il primo che descrisse questo sale.

Cloruro platinoso-ammoniacale. Lo si ottiene, secondo Magnus, aggiungendo un eccesso di ammoniaca caustica alla dissoluzione del sale precedente. Precipitasi dopo qualche tempo un sale verde, affatto cristallino, insolubile nell'acqua, nell'alcoole, nell'acido idroclorico e nell'ammoniaca. È composto di 88,66 parti di cloruro platinoso e 11,34 di ammoniaca, nè contiene acqua. L' ammoniaca ed il cloro vi si trovano in proporzioni convenienti per formare il cloruro ammonico coll' idrogeno necessario a convertire il cloro in acido idroclorico.

Cloruro platinoso-mercurioso. Precipita sotto forma d' un sale basico, bruno e polveroso, quando si meschia il nitrato mercurioso con una dissoluzione di cloruro platinico. Sottomesso alla sublimazione, si decompone e fornisce, ad un dolce calore, del cloruro mercu-

rioso che si sublima, e dell'ossido platinoso che rimane indisciolto. Ad una temperatura più elevata si ottiene del platino metallico e del gas ossigeno.

Cloruro platinico. Lo si ottiene evaporando la dissoluzione del platino nell' acqua regia. Forma una massa salina rossa, che è di un bruno-nerastro, dopo essere stata col caloro privata della sua acqua di cristallizzazione. La sua dissoluzione acquosa, scevra di iridio e di cloruro platinoso-platinico, è d' un giallo puro ed intenso. Disciogliesi facilmente nell' alcoole, ed usasi questa dissoluzione nelle analisi per iscuoprir la esistenza della potassa. A tal uopo disciogliesi il sale, onde vuolsi riconoscer la base, in piccolissima quantità d' acqua, e lo si mesce colla dissoluzione di cloruro platinico; quando il sale contiene potassa, questa si precipita sotto forma di un sale doppio insolubile nell'alcoole; in caso contrario, il licor non s'intorbida. Bisogna però ricordarsi, che i sali ammonici producono la reazione medesima; quindi è d' uopo cominciare a calcinar la combinazione che vuolsi assaggiare, per aver la certezza che non contenga alcun sale ammonico.

Cloruro platinico-potassico. Questo sale precipitasi quando si meschia il cloruro potassico con una dissoluzione di cloruro platinico. È d' un giallo di cedro, talvolta polveroso, cristallizzato tal altra in piccoli ottaedri brillanti. E' insolubile negli acidi; ma disciogliesi in giallo nella potassa caustica. Fuso colla potassa caustica e con una piccolissima quantità d' acqua, si risolve in un liquido trasparente, che non si decompone che al primo rovente ed allora depone dell' ossido platinico. Il cloruro platinico-potassico sciogliesi in piccola quantità nell' acqua fredda, e l' acqua bollente ne discioglie di più; ma è insolubile nell' alcoole, circostanza di cui si dee tener conto quando usasi nelle indagini analitiche. Questo sale non contiene acqua combinata. Corrisponde per la sua composizione a 19 parti $\frac{1}{3}$ di potassa e 40,392 di platino in 100 di sale. Il platino vi è combinato con due volte altrettanto cloro che il potassio.

Cloruro platinico-sodico. Forma un sale solubile nell' acqua e nell' alcoole che non viene precipitato da una maggiore quantità di soda. Cristallizza in bei prismi trasparenti, d' un giallo intenso; fiorisce quando riscaldasi, e si riduce in una polvere gialla pallida, ma ripiglia all' aria l' acqua con cui può combinarsi, e diviene nel tempo stesso più leggero. Contiene 19 $\frac{3}{4}$ per cento di acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno è sestuplo di quello necessario per convertire il sodio in soda. Come nel sale precedente, il platino vi è combinato con due volte altrettanto cloro che il sodio. Corrisponde per la sua composizione a 11,72 per cento di soda e 36,4 di platino. Se esponesi questo sale od il sale precedente ad un' altissima temperatura, si svolge del cloro; quando versasi dell' acqua sopra la massa, disciogliesi del cloruro sodico o potassico, ed il platino rimane. Ma occorre un calore rovente bianco intensissimo perchè la decomposizione sia completa. Stillando una dissoluzione di questo sale nell' alcoole, finchè non rimanga che un quarto del liquido, trovasi nella dissoluzione un sale di platino particolare. Contiene, oltre il cloruro doppio, una sostanza composta degli elementi dell' alcoole, e può evaporarsi fino a consistenza scilopposa senza cristallizzare. Se meschiasi una dissoluzione concentrata di questo sale col cloruro potassico, si precipita a poco a poco un sale potassico, cristallino e giallo, contenente la stessa combinazione combustibile. Disciogliendo il sale potassico nell'acqua e sottomettendo la dissoluzione a un dolce svaporamento, deponesi sotto forma di cristalli gialli, che facilmente anneriscono, massime alla luce. Esposto all' azione del fuoco, bruccia con fiamma e lascia del platino unito al cloruro alcalino.

Cloruro platinico-ammonico. Questo sale doppio è pochissimo solubile nell'acqua. Ha un colore giallo-cedro puro, e precipita sotto forma d' una polvere pesante quando si meschia una dissoluzione di platino con una dissoluzione di sale ammoniaco. Sciogliendolo nell' acqua bollente e facendo a rilento raffreddar il licore, il sale deponesi in cristalli ottaedrici, regolari, isomorfi al sale potassico. Esso non

contiene acqua combinata. Il cloruro platinico contiene due volte altrettanto cloro che il cloruro ammonico. Decomposto dal calore lascia 0,4432 parti di platino metallico. Operando sui minerali di platino, ottiensi sovente del cloruro platinico - ammonico impuro, che contiene del sale d' iridio il quale gli partecipa un color rosso-mattone. Si pretese che il sale d' iridio potesse venir tolto dall' acido nitrico bollente e diluito; di vero, l' acido scioglie più sale d' iridio, che sale di platino, ma questo non verrebbe con tal mezzo liberato da tutto l' iridio che contiene.

Cloruro platinico-ammoniacale. Lo si ottiene facendo digerire il sal neutro solido coll' ammoniaca caustica, che lo converte in una polvere gialla chiara, lievemente verdastra. Durante la reazione svolgesi un poco di gas nitrogeno, e sembra che il sale così ottenuto contenga in miscuglio una piccola quantità del sale platinoso corrispondente.

Bonsdorff descrisse alcuni altri sali doppi di cloruro platinico ne' quali il sale platinico costantemente contiene due volte altrettanto cloro che il cloruro cui è unito. Il sale doppio baritico cristallizza in prismi d' un giallo-arancio che rassomigliano al cromato piombico. Contiene 11,96 per cento di acqua, quantità quadrupla di quella che occorrerebbe per trasformare il bario in barite. Il sale *stronzico* somiglia al sale baritico; contiene 23 per cento di acqua, vale a dire otto volte la proporzione suddetta. Il sale *calcico* è composto come il sale stronzico e cristallizza difficilmente. Posto su carta bibula, il cloruro calcico si risolve in liquore che viene assorbito dalla carta, mentre il cloruro platinico rimane. I sali di magnesio, di ferro, di manganese, di zinco, di cadmio, di cobalto, di nichelio e di rame sono tutti isomorfi e contengono una proporzione sestupla d'acqua di cristallizzazione. I cristalli sono inalterabili all' aria e affettano la forma di prismi esagoni di color rancio. Il sale nichelico ed il sale rameico sono gialli. Al fuoco perdono tutta la loro acqua di cristallizzazione, e si riducono in una polvere di color carico, che assorbe all' aria l' acqua con cui può combi-

narsi, si gonfia e acquista una tinta più chiara. Precipitando il solfato platinico col cloruro alluminico, ottiensi, secondo E. Davy, una combinazione gialla e insolubile, che, riscaldata fino al rovente, non abbandona cheacqua in quantità uguale a 0,27 del suo peso. Meschiando le soluzioni dei sali doppi sopra citati con una piccola quantità di potassa, esse forniscono un precipitato giallo, polveroso, che consiste in un sale doppio bassico; tutti questi sali hanno molta tendenza a produrre simili combinazioni basiche.

Cloruro platinico-argentico. Questo sale precipita sotto forma d' un sale basico giallo, quando si mesce la soluzione del cloruro platinico col nitrato argentico; nella quale sperienza il licore si scolorisce. L'acido idroclorico concentrato e bollente toglie a questo sale il cloruro platinico, e lascia del cloruro argentico leggermente colorito.

Bromuro platinico. Lo si ottiene sciogliendo il platino in polvere in un miscuglio di acido idrobromico e d'acido nitrico. La dissoluzione è di un bruno-rossastro, e fornisce, evaporandola, una massa salina, cristallina, bruna. Secondo gli sperimenti di Bonsdorff, questo sale combinasi con altri bromuri, e così produce de' sali doppii che rassomigliano perfettamente ai cloruri doppii, ne' quali il bromuro platinico contiene due volte tanto bromo dell' altro bromuro. Se versasi una dissoluzione concentrata di bromuro potassico in una dissoluzione di bromuro platinico, ottiensi un precipitato polveroso, d' un rosso-cocciniglia, che è il sale doppio potassico. Questo sale disciogliesi in piccola quantità nell' acqua, e cristallizza durante l' evaporazione del licore in grani di un rosso carico, che non contengono acqua combinata, e sono composti di 31, 5 parti di bromuro potassico e 68,5 di bromuro platinico. I sali doppii, formati dai bromuri di sodio, di bario, di calcio, di magnesio, di manganese e di zinco, forniscono cristalli prismatici d' un rosso-cinabro, che facilmente si disciolgon nell' acqua, e non si alterano all' aria.

Ioduro platinico. Secondo Lassaigine, questo sale è di un color ca-

rico e poco solubile nell' acqua. E' difficile ottenerlo direttamente. Lassaigne meschiò una dissoluzione allungata di cloruro platinico con una dissoluzione di ioduro potassico; il licore divenne bruno carico, e depose per l'azione del calore una polvere nera, insolubile, ch'era l'ioduro platinico. Questo sale abbandona facilmente dell' iodo; ne perde quando fassi bollire coll' acqua; l' ioduro platinoso che formasi in tal caso non venne ancora esaminato. Il colore dell' ioduro platinico è si carico, che una dissoluzione contenente solo $\frac{1}{40000}$ di platino, diviene, dopo quindici minuti, d' un rosso vinoso se vi si versa dell' ioduro potassico. Non si sa ancora se l' ioduro platinico formi sali doppii.

Il *fluoruro platinico* forma co' fluoruri *potassico*, *sodico* e *ammonico*, de' sali doppi, solubili, incristallizzabili e gommosi, che divengono acidi e forniscono un residuo di sale basico quando si ridisciolgon nell' acqua.

Fluoruro silicico-platinico. Questo sale è incristallizzabile, bruno-giallastro, gommoso, e comportasi come i sali precedenti, quando si tratta coll' acqua.

I *cianuri platinoso* e *platinico* non sono ancor conosciuti allo stato isolato. Ci è luogo a presumere che sieno solubili nell' acqua. Meschiando col cianuro mercurico il sale doppio, combinato con un corpo combustibile, di cui ho parlato all' articolo del cloruro platinico-sodico, formasi un precipitato bianco, mucilagginoso, voluminoso, che sembra una combinazione del cianuro platinoso col corpo combustibile. Annerisce alla luce, è difficile a lavarsi e diviene di un grigio carico colla diseccazione. Sottomesso alla calcinazione, lascia del platino. La formazione di questo sale prolungasi sovente vari giorni così che si produce a poco a poco un nuovo precipitato nel liquido già feltrato.

Cianuro platinico-potassico. Forma un sale cristallino che ottiensi mescendo il cloruro platinico col cianuro ferroso-potassico, ed evaporando il miscuglio fino al punto di cristallizzazione. Secondo L.

Gmelin, ottiensi il sale medesimo, mescendo il platino spugnoso con un peso uguale al proprio di cianuro ferroso-potassico, e riscaldando il miscuglio fino al rosso nascente, ma non più oltre. Il platino toglie al ferro una parte del cianogeno con cui è combinato, e dopo aver trattata la massa coll' acqua, il sale platinico può separarsi colla cristallizzazione dagli altri sali disciolti. I cristalli son gialli e di un azzurro chiaro nel senso del loro asse. Fioriscono all' aria e divengono di un rosso pallido, ma ritengono ancora 12,4 per cento di acqua, che solo abbandonano ad una temperatura più elevata. Questo sale disciogliesi in copia nell' acqua bollente, e cristallizza in gran parte durante il raffreddamento del licore. La sua dissoluzione forma, coi sali zinchici, stagnosi, stagnici e mercuriosi, de' piccoli precipitati bianchi; coi sali ferrosi, un precipitato azzurro-chiaro; coi sali ferrici, dopo qualche tempo, un precipitato bruno-rosso; coi sali rameici, un precipitato azzurro verde; col nitrato mercurioso, un precipitato azzurro di smalto, e col nitrato argentico, un precipitato bianco, cacioso, che non annerisce alla luce del sole. Il nitrato piombico non ne viene precipitato.

Solfacianuro platinico. Forma un precipitato giallo, fioccoso, voluminoso, che si discioglie negli acidi e nelle dissoluzioni acquose dei cloruri potassico, sodico e ammonico; l' alcoole il precipita da queste dissoluzioni.

B. *Ossisali di platino.*

a. *Sali a base di ossido plattinoso.*

Solfato platinoso. Lo si ottiene saturando coll' acido solforico una dissoluzione di ossido platinoso nella potassa caustica, decantando il licore e sciogliendo il precipitato di ossido platinoso nell' acido solforico. La dissoluzione ha un color bruno sì carico, che piccola quantità del sale è bastante a renderlo opaco. Allungata con acqua,

acquista un color rosso, e col tempo sembra trasformarsi in sale platinico. Vauquelin ottenne il solfato platinoso facendo digerire il cloruro platinoso coll' acido solforico, finchè tutto il cloruro fu scacciato allo stato di acido idroclorico. Così ottenuto, il sale formava uno sciloppo nero, che attraeva l' umidore dell' aria, e diveniva di un giallo-verdastro a misura che la dissoluzione allungavasi. La potassa caustica lo precipita in nero, però solo dopo alcuni giorni.

Nitrato platinoso. Lo si ottiene sciogliendo l'ossido platinoso nell' acido nitrico diluito e senza colore. La dissoluzione, il cui colore somiglia a quello del precedente, diseccasi in una massa d'un bruno carico verdastro, di consistenza scilopposa; quando questa massa contiene un leggero eccesso di acido, l' ossido platinoso trasformasi a poco a poco, a scapito dell' acido, in ossido platinico.

Acetato platinoso. Lo si prepara sciogliendo nell' acido acetico l' ossido platinoso umido. La dissoluzione è verdastra e diseccasi in una massa d' un bruno-verdastro carico cui l' acqua ridiscioglie, lasciando tuttavia una piccola quantità d' ossido platinoso.

b. *Sali a base di ossido platinico.*

Solfato platinico. Lo si ottiene sciogliendo il solfuro di platino, preparato per via umida, nell' acido nitrico fumante, ed evaporando l' eccesso di acido ad un dolce calore. Si può del pari prepararlo evaporando fino a secchezza una dissoluzione di platino nell' acqua regia, sciogliendo il residuo in una piccola parte di acqua, meschiandolo con una quantità d' acido solforico bastante per iscacciare l' acido idroclorico, ed evaporandolo di nuovo fino a secchezza. Il sale secco è quasi nero e la dissoluzione d' un bruno carico. Secondo Edmondo Davy, questo sale non viene decomposto dal sale ammoniaco che evaporando fino a secchezza la dissoluzione mista de' due sali.

Solfato platinico-potassico. Forma un sale doppio-basico, in-

solubile nell' acqua, che si prepara meschiando il solfato platinico colla potassa caustica, e riscaldando il miscuglio fino all' ebollizione. Ottiensi un precipitato bruno-carico, che annerisce diseccandosi. Gli acidi non hanno azione sovr' esso, tranne l' acido idroclorico bollente che facilmente lo scioglie. Non viene alterato nè dall' ammoniaca, nè dalla potassa caustica, a meno che questa non si adoperi ad uno stato concentratissimo. Riscaldato fino al rovente, si decompone. Contiene, secondo E. Davy, 10, 84 per cento di solfato potassico e 10,84 per cento di acqua: il soprappiù è ossido platinico.

Solfato platinico-sodico. Questo sale somiglia al precedente. Contiene 7,11 parti di solfato sodico, 8,73 parti di acqua e 84, 16 di ossido platinico.

Solfato platinico-ammonico. Questo sale ha origine quando si meschia il solfato platinico coll' ammoniaca, e si riscalda il miscuglio fino all' ebollizione. Contiene un eccesso di base, è d' un bruno pallido, scipito, polveroso e insolubile nell'acqua. Riscaldato, lievemente detona. Facendolo bollire nella potassa caustica, si decompone. Al fuoco gli acidi solforico e idroclorico lo disciolgono.

Solfato platinico-baritico. Forma un sale doppio, basico, analogo ai precedenti. Lo si ottiene versando il cloruro baritico in una dissoluzione di solfato platinico: allora forma un precipitato insolubile nell' acqua che si discioglie nell' acido idroclorico bollente. La potassa non lo decompone, e, secondo E. Davy, fornisce dell'acqua, e non isvolge alcun gas, riscaldato fino al rovente.

Nitrato platinico. Esistono differenti maniere di prepararlo. Lo si ottiene: 1.° sciogliendo l' ossido platinico nell' acido nitrico; 2.° precipitando il solfato col nitrato baritico; 3.° meschiando il cloruro platinico col nitrato potassico finchè questo non produca più precipitato di sale doppio; in quest' ultimo caso un terzo dell' ossido platinico rimane nel liquore combinato coll' acido nitrico, e la dissoluzione fornisce colla evaporazione una massa scilopposa.

Evaporando fino a secchezza e ridisciogliendo il residuo coll' acqua, rimane un sale basico indisciolto. Il liquore è d'un bruno carico.

Nitrato platinico-potassico. Lo si ottiene aggiungendo la potassa caustica alla soluzione del sale precedente. Dapprima la metà della base si precipita allo stato di idrato, indi l' altra metà si depone allo stato di sale doppio, il cui colore è molto più chiaro di quello dell' idrato.

Carbonato platinico. Non sembra esistere.

Ossalato platinico. Ottenuto sciogliendo l' idrato nell' acido ossalico, forma de' cristalli d' un giallo-chiaro.

Sali platinici ad acidi vegetali. Questi sali sono generalmente sconosciuti. Meschiando un acido vegetale con una dissoluzione di cloruro platinico, e facendo bollire il liquore, il platino si ripristina. Così facendo bollire una dissoluzione mista di cloruro platinico e di tartrato sodico, il platino viene ripristinato, e precipitasi in parte sotto forma d' una polvere nera e pesante, mentre un' altra parte cuopre la parete interna del vase sotto forma d' una pellicola coerente dotata di lucentezza metallica.

C. *Solfosali di platino.*

Il platino ha, molto probabilmente, due gradi di solforazione; ma fino al presente non si studiò di ottenere che le combinazioni nelle quali entra il solfuro corrispondente all' ossido platinico, cioè il *solfuro platinico.* I solfosali platinici sono di un colore intenso; alcuni disciolgonsi in bruno carico nell' acqua.

Solfocarbonato platinico. Forma un precipitato bruno-nerastro, solubile in arancio in un eccesso del precipitante. Dopo la diseccazione è quasi nero. Stillato, fornisce dapprima del solfido carbonico, poi del solfo, e lascia un residuo di solfuro platinoso.

Solfarseniato platinico. Forma, sì allo stato neutro, che con eccesso di base, una dissoluzione gialla carica, che a poco a poco di-

viene di un bruno carico, senza intorbidarsi. Il solfato ferroso ne precipita una materia bruno-nerastra, quasi nera, e la dissoluzione diviene scolorita.

Solfarsenito platinico. Forma un precipitato giallo-carico al momento della precipitazione, ma poi imbrunisce, e da ultimo diviene bruno carico. Allo stato secco, è nero e fornisce una polvere d' un bruno carico. Stillato, abbandona facilmente una parte del suo solfido arsenioso ed entra in fusione. La massa fusa è nera, offre una spezzatura vitrea, e fornisce una polvere grigia di aspetto metallico. Riscaldato fino al rovente bianco in un apparato distillatorio, abbandona una nuova quantità di solfido arsenioso, e contraesi in una massa porosa, d' un colore più chiaro. Questa massa contiene tuttavia dell' arsenico e del solfo, e fondesi facilmente al cannello.

Solfomolibdato platinico. Forma un precipitato bruno carico, quasi nero allo stato secco.

Ipersolfomolibdato platinico. Forma un precipitato rosso carico.

Solfotunstato platinico. Mescendo una dissoluzione di cloruro platinico con una dissoluzione di solfotunstato potassico, ottiensi un liquido rosso carico, che per qualche tempo conserva la sua limpidezza, e fornisce un precipitato nero.

Solfotellurato triplatinico. Questo sale, ottenuto come il precedente, mantiensi disciolto nel liquore, che è d' un giallo carico, e non fornisce che dopo alcuni giorni un precipitato fioccoso, bruno-intenso, il quale annerisce colla diseccazione.

XXXI. *Sali d'iridio.*

Non si conosce che un piccolo numero di sali d' iridio. Però questo metallo sembra formare quattro serie di sali corrispondenti ai quattro gradi di ossidazione. Queste serie sono:

1.° *Sali iridiosi.* Sono parte di un verde carico, parte di un bruno-verdastro.

2.° *Sali suriridiosi.* Sono di un bruno sì carico, che le dissoluzioni di alcuni somigliano ad un miscuglio di acqua e di sangue venoso; gli alcali li precipitano in bruno carico.

3.° *Sali iridici.* Allo stato solido sono neri, e forniscono una polvere rossa; le loro dissoluzioni sono di un rosso carico e quasi opache, ma acquistano una tinta gialla quando si diluiscono d' acqua. Esse non vengono precipitate dagli alcali.

4.° *Sali suriridici.* Non vennero esaminati e non si conosce che il cloruro il quale distinguesi dal color roseo della sua dissoluzione.

A. *Sali aloidi d' iridio.*

Cloruro iridioso. Lo si ottiene riscaldando fino al rosso nascente l' iridio in polvere fina, sul quale si fa passare una corrente di cloro. Il cloruro si gonfia e trasformasi in una polvere leggera, d' un verde-olivastro carico, che colorisce fortemente i corpi con cui si mette a contatto. Al rosso-ciliegia questo sale viene decomposto; il cloro svolgesi allo stato di gas e rimane l' iridio. E' insolubile nell' acqua; l' acido idroclorico bollente ne scioglie soltanto la quantità necessaria per acquistare una tinta verdastra. L' acqua regia viene del pari colorita in verde senza che il cloruro iridioso sia portato a un maggior grado di combinazione. Ma, come il cloruro platinoso, è solubile nell' acido idroclorico, quando venne preparato per via umida. Così, quando trattasi l' idrato iridioso coll' acido idroclorico, una gran parte del cloruro rigenerato si discioglie nell' acido e gli partecipa un colore misto di bruno, di giallo e di verde. Questa dissoluzione, evaporata fino ad un certo punto, acquista un color giallo; diseccata completamente ad un dolce calore, depone sul vetro una vernice gialla e trasparente. Questa ver-

nice è solubile in giallo in piccola quantità d' acqua calda; ma diluendo la soluzione con una gran quantità d' acqua fredda, la maggior parte del cloruro disciolto precipitasi in bruno-verdastro, e la dissoluzione diviene d' un verde-giallastro. La massa gialla sembra essere una combinazione del cloruro iridioso coll' acido idroclorico, che si decompone quando si diluisce di acqua. Il cloruro è composto di 0,7359 parte d' iridio e 0,2641 di cloro.

Cloruro iridioso-potassico. Lo si prepara mescendo col cloruro potassico una dissoluzione di cloruro iridioso nell' acido idroclorico, ed evaporando il liquore. Lo si ottiene puro aggiungendo del cloruro potassico ad una dissoluzione di cloruro suriridioso nell' alcoole, e stillando lo stesso alcoole; il sale precipitasi in parte durante la distillazione, ma la maggior parte rimane disciolto nel liquore. In tal caso una piccola quantità d' iridio viene ripristinata. Questo sale doppio forma una dissoluzione d' un bruno-verdastro carico, e lascia dopo l' evaporazione una massa salina, confusa, in gran parte cristallizzata in dendriti, la quale conserva un color verde carico finch' è bagnata, e allo stato secco acquista una tinta grigia traente al verde-giallastro. Raffreddando una dissoluzione saturata, esso deponesi sotto forma d' una massa verde, granellosa. Non è solubile nell' alcoole: però questo liquido non lo precipita del tutto da una dissoluzione acquosa.

Cloruro iridioso-sodico. Lo si ottiene tanto col mescere la soluzione acida del cloruro col sale marino, quanto decomponendo, col sale ammoniaco, una soluzione calda e concentrata di cloruro suriridioso-sodico; in quest'ultimo caso precipitasi del sale iridico combinato col sale ammoniaco, e rimane del sale iridioso nella dissoluzione che è verde e fornisce coll' evaporazione una massa salina verde, deliquescente e solubile nell'alcoole.

Cloruro iridioso-ammonico. Lo si ottiene aggiungendo il sale ammoniaco ad una dissoluzione di cloruro suriridioso, ed esponendo il liquido ad un dolce calore. Precipitasi un sale doppio iridico,

e la dissoluzione diviene verde. Evaporandola, ottiensi una massa salina che rassomiglia al sale potassico, e sciogliesi nell'alcoole acquoso.

Tutti questi sali doppi vengono difficilmente trasformati in sali iridici dall' acqua regia; la loro composizione è tale, che i due cloruri contengono la quantità stessa di cloro.

L'ammoniaca forma, nelle dissoluzioni della maggior parte dei cloruri d'iridio, un precipitato polveroso di color chiaro, che è, allo stato secco, d'un grigio chiaro traente al verde, disciogliesi in piccola quantità nell'acqua, e si depone senza alterarsi dalla dissoluzione evaporata. Riscaldato, si fonde fino ad un certo punto, si gonfia e si decompone, fornendo dapprima dell' ammoniaca, poi dell'acido idroclorico e del sale ammoniaco, e lasciando 56, 5 per 100 di iridio. Questo corpo sembra essere un *cloruro iridioso ammoniacale.*

Cloruro suriridioso. Il miglior metodo di ottenerlo e di soprassaturare coll'acido nitrico l'iridio calcinato col nitro, far digerire il tutto, lavare il residuo, e disciorlo nell' acido idroclorico. L'acido nitrico s'impadronisce della potassa e d' una piccolissima quantità d'iridio, e l'acido idroclorico trasforma l'ossido non disciolto in cloruro suriridioso; durante l'esperienza svolgesi del cloro, senza che ottengasi cloruro iridico nella dissoluzione. Per via secca si ottengono piccole porzioni dello stesso cloruro, tanto riscaldando l'iridio nel gas cloro, quanto decomponendo al fuoco il cloruro iridioso in vasi distillatorii. Il cloruro suriridioso si sublima e si depone sulle parti men calde dell' apparato, sotto forma d'una massa giallo-brunastra, non cristallina e insolubile nell'acqua. La dissoluzione del cloruro suriridioso è d'un bruno carico traente al giallo; il suo colore è si intenso, che una piccola quantità di sale basta per renderne opaco il licore. Evaporata, essa trasformasi in uno sciloppo che, diseccato ad un dolce calore, fornisce una massa nerastra, ed attrae l'umidore atmosferico. Questa massa non offre traccia alcuna di cri-

stallizzazione. Diseccata ad una temperatura più alta, svolge dell'acido idroclorico; e quando la si tratta coll'acqua, non si discioglie del tutto, ma lascia un sale basico bruno e fioccoso. Il cloruro suriridioso è composto di 65, 006 parti d'iridio e 34, 994 di cloro, e l'iridio vi è combinato con una volta e mezzo tanto cloro che nel cloruro iridioso.

Meschiando una dissoluzione di questo sale con altri cloruri, ottengonsi de'sali doppi; ma quando ci si versa un eccesso di cloruro potassico, o di cloruro ammonico, il cloruro si trasforma, massime quando riscaldasi la dissoluzione, in sale iridico poco solubile che si precipita, ed in sale iridioso più solubile, come dissi superiormente. I sali doppii prodotti dai cloruri potassico e ammonico possono diseccarsi ad un dolce calore, e forniscono così masse nere senza traccia di cristallizzazione. L'alcoole gli precipita dalle loro dissoluzioni concentrate sotto forma di polveri brune, nulla traenti al rosso; ma molto ne resta disciolto nel liquore alcoolico, sebbene l'alcoole non disciolga i sali secchi. Il sale doppio, formato dal cloruro sodico, è deliquescente e solubile nell'alcoole. I cloruri potassico e ammonico lo decompongono al fuoco, come decompongono il cloruro suriridioso solo.

Le dissoluzioni di questi sali sono d'un colore più carico di quello del cloruro, il quale differisce dal colore carico de'sali iridici, poichè trae al bruno-giallastro, mentre il colore di questi ultimi sali trae al bruno-rossastro; peraltro, è talvolta difficile distinguere i due gradi di combinazione uno dall'altro al loro solo colore. Nei sali doppii del cloruro suriridioso, questo contiene una volta e mezzo altrettanto cloro che il cloruro al quale è combinato.

Evaporando la dissoluzione del cloruro suriridioso-potassico, dopo avervi messo un eccesso di cloruro potassico, deponesi del cloruro iridico-potassico, e la dissoluzione diviene azzurra, o talvolta di un azzurro traente al porpora. Se è verde, ciò indica che essa contiene del ferro, il cui color giallo produce il verde. Il colo-

re azzurro sembra provenire da una combinazione in proporzione determinata fra un sale iridioso ed un sale suriridioso. Ma questa combinazione è di corta durata, poichè i sali non tardano a separarsi, e si depone del cloruro iridioso-potassico, mentre il liquore ripassa al bruno-giallastro, e contiene del cloruro suriridioso-potassico.

Cloruro iridico. Lo si prepara mescendo il cloruro suriridioso in soluzione concentrata coll'acqua regia, e sottomettendo il liquore ad una dolce digestione. Secondo Vauquelin, lo si ottiene mescendo coll'acqua il cloruro iridico-ammonico poco solubile, e facendo passare una corrente di gas cloro attraverso il miscuglio, finchè il sale sia sciolto; l'ammoniaca viene allor decomposta dal cloro. Si può anche prepararlo decomponendo il sale potassico coll'acido idrofluosilicico; allora offresi sotto forma di un liquido bruno-rossastro carico, molto più trasparente del cloruro suriridioso, benchè contenga la stessa quantità di metallo. Evaporandolo ad un forte calore, il cloruro iridico svolge del cloro, e formasi del cloruro suriridioso; se si volesse diseccarlo mediante il calore verrebbe convertito del tutto in sale suriridioso. Diseccando una soluzione di cloruro iridico in un vetro da orologio, ad una temperatura al più di 40°, si ottiene una massa nera, gonfia e screpolata, nulla cristallina, la quale, veduta per trasparenza, offre un color rosso alle parti più sottili. All'aria attrae l'umidore e risolvesi in liquido. La soluzione di questo sale può mescersi in ogni proporzione coll'alcoole; evaporandola spontaneamente, diffonde un odore di etere, e fornisce un residuo che principalmente consiste in cloruro suriridioso. Il cloruro iridico è composto di 58, 215 parti di iridio e 41, 785 di cloro; quindi il metallo vi è combinato con una volta più cloro che nel cloruro iridioso.

Cloruro iridico-potassico. Lo si ottiene sciogliendo nell'acqua regia il residuo della calcinazione d'un miscuglio di iridio e di nitro, o mescendo intimamente l'iridio in polvere con un ugual peso

di cloruro potassico, riscaldando il tutto fino al rosso nascente, in una corrente di cloro, e continuando l'esperienza finchè questo gas più non venga assorbito. Si ottiene così una massa bruno-nerastra che non venne fusa, la quale si libera dal cloruro potassico non combinato, trattandola con una piccola quantità d'acqua, e coll'iridio in polvere, sciogliendola nell'acqua bollente, e feltrando la soluzione. Questa, ancor calda, si fa evaporare; il sale cristallizza in ottaedri brillanti e neri, che, tranne il colore, somigliano a quelli del sale platinico corrispondente. Il miglior mezzo di far cristallizzare questo sal doppio, è evaporare la soluzione ad un mite calore. Calcinando il cloruro iridico-potassico con un poco di cloruro potassico e d'iridio in polvere, esso convertesi in cloruro suriridioso-potassico. Esposto ad una temperatura più elevata, trasformasi in questo medesimo sale, e ad un calore-rovente bianco prolungato l'iridio viene del tutto ripristinato. È poco solubile nell'acqua fredda; quando questa contiene in dissoluzione altri sali, esso vi è completamente insolubile, così che si può precipitarlo in gran parte dalla sua soluzione acquosa, sciogliendovi un altro sale, specialmente del cloruro potassico. Sciogliesi in quantità molto maggiore nell'acqua bollente; la soluzione, veduta in massa, è rossa; in piccole quantità, o diluita, è gialla. E' insolubile nell'alcoole, che lo precipita dalla sua dissoluzione acquea sotto forma d'una polvere rosso-ciliegia carica. L'ammoniaca concentrata lo decompone svolgendo lentamente del gas nitrogeno, e fornendo il cloruro iridioso ammoniacale già descritto. Parlando dell'ossido d'iridio azzurro ho detto che il cloruro iridico-potassico diviene azzurro trattato coll'ammoniaca diluita. E' composto di 69, 437 parti di cloruro iridico e 30, 563 di cloruro potassico; non contiene punto di acqua, e la quantità d'iridio è in questo sale di 40, 392. Il cloruro iridico vi contiene due volte altrettanto cloro che il cloruro potassico.

Cloruro iridico-sodico. Lo si prepara col metodo stesso che il sale potassico. E' di un bruno-nerastro; ma, quanto alla forma cristalli-

na e alla solubilità, rassomiglia perfettamente al sale platinico corrispondente. E' composto nelle proporzioni medesime; e, quando riscaldasi, si riduce in una polvere farinacea di un grigio-brunastro.

Cloruro iridico-ammonico. Precipitasi sotto forma di una polvere farinosa d'un rosso-ciliegia carico, quando si aggiunge del sale ammoniaco alla dissoluzione dei cloruri iridico, suriridioso e iridico-sodico. E' poco solubile nell'acqua fredda, molto più nella calda, e cristallizza, come il sale potassico, in ottaedri regolari; non contiene acqua, e lascia 44,32 d'iridio metallico quando lo si decompone al fuoco.

Cloruro suriridico. E' ignoto allo stato isolato, e finora non si ottenne che combinato al cloruro potassico, allo stato di *cloruro suriridico-potassico.* Lo si ottiene talvolta calcinando l'iridio col nitro, sciogliendo l'intera massa nell'acqua regia, ed evaporando la soluzione fino a secchezza. Da prima l'acqua non toglie alla massa salina così ottenuta, che del cloruro potassico; una nuova quantità d'acqua colorasi in roseo, e con piccole dosi di acqua, si perviene a togliere a poco a poco tutto il sale roseo, senza disciorre una notabile quantità di cloruro iridico-potassico. Si evaporano fino a secchezza le dissoluzioni rosee, riducesi il sale in polvere fina, e trattasi coll'alcoole per disciorre il cloruro potassico, che vi si trova meschiato. La polvere salina brunastra che rimane, viene disciolta dall'acqua e la dissoluzione abbandonasi all'evaporamento spontaneo; il sale allora cristallizza in prismi romboidali a sommità diedre, e d'un color bruno carico. Questo sale disciogliesi nell'acqua; la soluzione è d'un bel color roseo, simile a quello d'un sale rodico, ma traente forse un poco più al porpora. Il colore del sale solido è più carico di quello del sale rodico. E' insolubile nell'alcoole che lo precipita da una dissoluzione acquea sotto forma d'una polvere roseo-pallida; però la dissoluzione conserva una tinta rosea; l'alcoole può distillarsi senza che il sale disciolto venga alterato. Quando la soluzione acquea di questo sale venne evaporata fino a secchezza,

e si riprese il residuo coll'acqua, questa lascia d'ordinario indisciolti alcuni fiocchi verdastri che sembrano essere un cloruro iridioso.

Il cloruro suriridico-potassico contiene 52, 21 per cento di cloruro potassico e 47, 79 di cloruro suriridico, il quale è composto di 23, 01 parti di iridio e 24, 78 di cloro. In questo cloruro il metallo è combinato con tre volte altrettanto cloro che nel cloruro iridioso.

Le circostanze che favoriscono la formazione di questo sale non sono conosciute. Non puossi ottenerlo quando si voglia, ed è impossibile prepararlo col cloruro iridico-potassico, nè trattando questo coll'acqua regia, nè saturando la soluzione col cloro gasoso, nè trattandola col clorato potassico e coll'acido idroclorico. E' sorprendente la sua somiglianza col cloruro rodico-potassico, ma ne differisce essenzialmente per la sua composizione; secondo le mie sperienze, il metallo contenuto in questo sale, ripristinato dal gas idrogeno, non si discioglie nel bisolfato potassico, con cui si calcina; e quando riscaldasi nel gas cloro col cloruro potassico, non fornisce che un cloruro iridico-potassico ordinario, per cui egli è impossibile attribuire la sua esistenza a quella di un metallo straniero unito all'iridio. Oltre ciò, l'osmio è atto a formare de'sali rosei analoghi.

B. *Ossisali d'iridio.*

Finora non se ne esaminò che un piccolissimo numero. Ottengonsi i *sali iridiosi* sciogliendo l'idrato iridioso negli acidi. -- *Solfato iridioso.* Evaporando dolcemente la soluzione di questo sale, si forma una massa verde-brunastra, brillante, niente cristallina, che si ridiscioglie nell'acqua in verde-giallastro carico. Il *nitrato iridioso* fornisce una dissoluzione dello stesso colore, che, dopo un certo tempo, diviene talvolta d'un color porporino; ma il sale riprende il suo color verde quando si evapora la dissoluzione fino a secchezza. L'iridio calcinato col nitro forma coll'acido nitrico una dissoluzione d'un color porpora poco intenso; evaporando questa dissoluzione fino a secchez-

za, a un dolce calore, diviene di un verde sì carico, che ne par quasi nera; il residuo si ridiscioglie in verde carico nell'acqua. Il nitrato non offre vestigio di cristallizzazione, nè solo, nè combinato col nitrato potassico.

Fra i *sali iridici* non si conosce che il *solfato*. Lo si ottiene sciogliendo il solfuro iridico nell'acido nitrico, e scacciando l'eccesso di acido coll'evaporazione. Il solfato rimane allora sotto forma d'uno sciloppo denso e giallo, senza traccia di cristallizzazione. Disciogliesi facilmente nell'acqua e nell'alcoole; la dissoluzione, che è rancia, non viene precipitata dagli alcali. Il cloruro baritico vi forma un precipitato di solfato baritico colorito in giallo-ruggine dall' ossido iridico. Diseccando il solfato iridico e calcinandolo dolcemente, perde dell'acido solforico, e lascia un sale basico bruno. Ottiensi pure un simile sottosale arrostendo un solfuro di iridio.

XXXII. *Sali di osmio.*

Sembra che l'osmio possegga le stesse serie di sali che l'iridio, e i sali dei due metalli che appartengono alla medesima serie, generalmente molto si rassomigliano quanto al colore, e probabilmente eziandio per la forma cristallina. Del resto, non sono meglio conosciuti dei sali d'iridio. Si scuopre la esistenza dell'osmio ne' suoi sali, meschiandovi un poco di carbonato sodico e riscaldando il miscuglio intimo sopra una foglia di platino, nel qual caso l'osmio si manifesta sì per l'odore dell'acido osmico, che per la proprietà che possede di ravvivare la fiamma dello spirito di vino.

A. *Sali aloidi di osmio.*

Cloruri di osmio. Riscaldando l'osmio alla lampana alcoolica, in una corrente di gas cloro, questi due corpi combinansi e formasi un miscuglio volatile di cloruri osmioso ed osmico. Essendo il primo me-

no volatile del secondo, deponesi più da vicino all'osmio; mentre il secondo segue la corrente di gas, sotto forma di un fumo, che si condensa più lungi. È necessario raccogliere questi prodotti in un tubo un po' largo e tanto lungo perchè si possano deporre prima che il gas eccedente gli abbia trascinati fuor del tubo.

Cloruro osmioso. È di un bel verde carico, e cristallizza in aghi che s'incrocicchiano nell'interno del tubo. Sciogliesi in una piccolissima quantità d'acqua, ed attrae l'umidore dell'aria. La dissoluzione è d'un color verde d'osservabile bellezza; ma non sussiste che ad uno stato di grande concentrazione, e quando vi si versa una quantità di acqua un po' maggiore di quella necessaria per tenere il cloruro in dissoluzione, il liquore s'intorbida ed havvi ripristinazione di osmio; una grande quantità d'acqua scolorisce istantaneamente la dissoluzione che depone dell'osmio metallico, e più non ritiene che acido idroclorico e acido osmico. Aggiungendovi tanta acqua che basti a produrre un solo incominciamento di decomposizione, questa di poi prosegue per sè stessa, e l'osmio forma un sedimento grigio, lanugginoso, che riempie tutto lo spazio occupato dal liquido. Se si discioglie il cloruro in una dissoluzione concentratissima d'un cloruro alcalino, la porzione che si combina col sale alcalino non si decompone. Il cloruro osmioso è composto di 73, 759 parti di osmio e 26, 241 di cloro.

Si possono anche ottenere con altri mezzi i sali doppii del cloruro osmioso, per esempio, sciogliendo nell'alcoole acquoso i sali doppii formati dai cloruri ad un grado superiore di combinazione, e stillando poscia l'alcoole; formasi allora dell'etere, si depone un po' d'osmio, e la maggior parte del sale viene ridotta allo stato di un doppio cloruro osmioso, la cui dissoluzione è verde. È difficile ottener questi sali allo stato cristallizzato. Essi formano, durante l'evaporazione spontanea, alcune escrescenze dendritiche che sono di un verde carico e disciolgonsi nell'alcoole acquoso, ma molto meno che nell'acqua.

Cloruro surosmioso. Non lo si conosce allo stato isolato. Ottiensi il sal doppio ammonico sciogliendo nell'acido idroclorico l'ossido sur-

osmioso che contiene ammoniaca, ed evaporando la soluzione fino a secchezza. Esso forma una massa salina, non cristallizzata, d'un color bruno quasi nero, e fornisce, coll'acqua e coll'alcoole, dissoluzioni di un nero giallo-brunastro.

Quando si ripristina l'acido osmico coll'acido idroclorico ed il mercurio, la dissoluzione da ultimo acquista una tinta brunastra, ed allora la ripristinazione si arresta. Evaporando il liquore, si ottiene un sale di un color porpora, translucido, brillante, non cristallino, ch' è un cloruro doppio surosmioso-mercurico; si ridiscioglie nell'acqua, e forma una dissoluzione d'un sapore metallico distintissimo. Se vuolsi precipitare l'osmio collo zinco o col ferro, si precipita del mercurio invece dell'osmio, e il cloruro di osmio si combina col cloruro di ferro o di zinco formatosi. Cercherebbesi invano di precipitar l'osmio col ferro o collo zinco dalla dissoluzione bruna del cloruro suriridioso-ammonico; questi metalli non lo ripristinano nè meno allo stato di cloruro osmioso.

Non voglio qui pretermettere un fatto. Io aveva disciolto un miscuglio di cloruro osmioso e di cloruro osmico solidi in una dissoluzione di cloruro potassico, e, spontaneamente evaporata la dissoluzione, ottenni de' cristalli prismatici di un bruno chiaro. Questi cristalli erano solubili in verde-giallastro nell'acqua, e l'alcoole acquoso gli discioglieva e dopo qualche tempo ripristinavagli senza il soccorso del fuoco. Annerivan la pelle, come fa l'acido osmico; per altro non ne avevano l'odore, e differivano per vari riguardi dalle combinazioni precedenti. Io non conosco la differenza fra questo sale e quello che ottiensi colla dissoluzione dell'ossido surosmioso.

Cloruro osmico. Riscaldando l'osmio nel cloro gasoso, come ho detto più sopra, deponesi, a qualche distanza dal cloruro osmioso, una polvere farinosa, non cristallina, d'un rosso carico, e nello spazio che separa questi due composti si veggon formare alcuni cristalli gialli, il cui stato cristallino evidentemente proviene dall'acqua igrometrica del gas cloro. Questi cristalli sono sì fusibili che il calor della

mano basta a fonderli. Esponendo la polvere rossa all'aria, ne attrae l'umidore e cristallizza in dendriti; questi cristalli conservano il color rosso della polvere e non si fondono al calor della mano. Non si esaminò peranco qual sia la differenza fra le proprietà chimiche di questi due corpi: se, per esempio, il sale giallo sia un cloruro surosmioso, il sale rosso un cloruro osmico; o se il primo consista in cloruro osmico e il secondo in cloruro surosmico; o se sieno veramente tutti e due un cloruro osmico, combinati con diverse proporzioni di acqua. Non saprei decidere quale di queste ipotesi più s' accosti alla verità. Ambedue i corpi sono solubili in giallo in poca acqua; come il cloruro osmioso, vengono decomposti da una quantità d'acqua un po' maggiore; la soluzione diviene dapprima verde, e fornisce del cloruro osmioso, poi si scolorisce completamente. Allora deponesi dell'osmio metallico sotto forma d'un precipitato grigio, e il liquore contiene acido idroclorico e acido osmico. Il cloruro osmico contiene, nella stessa quantità di metallo, una volta più cloro che il cloruro osmioso; è composto di 58,428 parti di osmio e 41, 572 di cloro.

Cloruro osmico-potassico. Lo si ottiene meschiando l'osmio con un peso uguale al proprio di cloruro potassico, e riscaldando il miscuglio alla lampana alcoolica, in una corrente di gas cloro. La massa non entra in fusione, e si forma un sal doppio, nero finchè è caldo, e, dopo il raffreddamento, d'un rosso simile a quello del minio. Si discioglie nell'acqua; la dissoluzione è di un giallo-cedro puro. Una dissoluzione bollente e saturata è di un giallo carico, e trae al verde, ma per nulla al rosso. Evaporata a dolce calore, fornisce cristalli ottaedrici d'un bruno carico, che rassomigliano perfettamente ai sali corrispondenti di platino e d'iridio, sì per la forma cristallina, che per la loro composizione. Del pari che questi sali, il cloruro osmico potassico non si discioglie nè nell'acqua contenente disciolto un altro sale, nè nell'alcoole, e quest'ultimo lo precipita da una dissoluzione acquea, saturata, sotto forma d'una polvere cristallina, rossa-cinabro, carica: tuttavolta, una parte del sale rimane disciolta, in guisa che il liquore è

giallo. Se s'imbeva la carta con una dissoluzione acquosa di questo sale, e poscia la si esponga al sole, diviene azzurra a poco a poco, per la ripristinazione che prova il sale osmico, e questo colore azzurro resiste al lavacro. Questo sale sopporta un leggero calor rovente senza venir decomposto, e quando si spinge il calore fino al punto in che avviene la decomposizione, si svolge del cloro, ed ottiensi dell'osmio metallico; ma non si formano cloruri intermedii. Non se ne forma nè meno quando meschiasi il sale coll'osmio in polvere prima di calcinarlo. L'acido solforoso è senz'azione sulla dissoluzione del cloruro osmico-potassico, eziandio alla temperatura dell'ebollizione. Quando versasi l'acido nitrico su questo sale e riscaldasi, l'osmio convertesi in acido osmico, e passa nel recipiente coi vapori di acido nitrico. Questo sale è formato di 69, 545 parti di cloruro osmico e 30, 553 di cloruro potassico; contiene 40, 633 d'osmio, e il cloruro osmico vi è combinato con due volte tanto cloro che il cloruro potassico.

Cloruro surosmico. Non è conosciuto allo stato isolato. Si ottiene il sale doppio ch'esso forma col cloruro ammonico, saturando l' acido osmico coll'ammoniaca, trattandolo per un certo tempo (durante il quale non devesi nè riscaldare, nè esporlo al sole) con un eccesso di acido idroclorico, ed aggiungendovi del mercurio. Dopo alcuni giorni il liquore perde l'odore di acido osmico; decantasi ed evaporasi fino a secchezza. Lascia un sale dendritico, bruno, solubile nell'acqua e nell' alcoole. La dissoluzione acquea è rosea quand'è assai diluita; ma piccola quantità di sale basta a darle un colore d'un bruno-porpora sì intenso che ne sembra opaca. La soluzione alcoolica non è inferiore per la bellezza del colore ad una dissoluzione di manganato potassico nell'acqua; e l'alcoole può distillarsi senza che il sale venga decomposto. D'ordinario una parte del sale ottenuto è insolubile nell'alcoole; ma vi si scioglie tutto quando trattasi nuovamente il sale coll'acqua, e si evapora la soluzione fino a secchezza. Sottomesso alla distillazione, il cloruro surosmico-ammonico lascia dell'osmio metallico. La sua composizione non venne determinata colla esperien-

za; la si dedusse per analogia da quella del cloruro iridico corrispondente.

Ossisali di osmio.

Si preparano i sali *osmiosi* sciogliendo l'idrato osmioso negli acidi. I sali così ottenuti non sono perfettamente puri; poichè l'ossido osmioso contiene sempre una piccola quantità d'alcali che vi si trova allo stato di chimica combinazione. Il *solfato osmioso* lascia, dopo l'evaporazione, una massa salina, bruno-verdastra, quasi nera, che forma escrescenze dendritiche. Il *nitrato osmioso*, perfettamente saturato, diseccasi in una vernice verde translucida. Il *fosfato osmioso* è una combinazione polverosa, poco solubile, d'un verde carico.

Ottengonsi i *sali surosmiosi* sciogliendo l'ossido surosmioso negli acidi. Essi sono sali doppii; poichè l'ossido sempre contiene la quantità d'ammoniaca necessaria alla formazione d'un sale doppio. Il solfato surosmioso diseccasi in una vernice bruna e lucente. L'eccesso di acido solforico può venir discacciato senza che il sale provi decomposizione; ridisciogliendolo nell'acqua, rimane un sottosale insolubile, che forma de' fiocchi bruni.

Il *nitrato surosmioso* è poco solubile nell'acqua, però molto più a caldo che a freddo. Evaporato il licore, il sale somiglia a un estratto, e dopo essere stato perfettamente seccato, è polveroso o terroso. Riscaldato in un punto, prende fuoco ed arde come la polvere da schioppo bagnata, slanciando da ogni parte una polvere nera che sembra essere un ossido di osmio.

Fra i *sali osmici* non si conosce che il solfato. Lo si ottiene sciogliendo il solfido osmico nell'acido nitrico freddo. Stillando l'eccesso di acido nitrico, passa nel tempo stesso un po' d'acido osmico nel recipiente, ed il solfato rimane sotto forma d'una massa scilopposa, di un bruno-giallastro carico. Non mostra alcuna tendenza a cristallizzare. L'acqua lo scioglie; la dissoluzione, che è di un giallo puro, ha

un sapore astringente, per nulla metallico nè acido, e arrossa fortemente la carta di tornasole. Gli alcali non la precipitano; l'acido solforoso la rende più pallida, ma non azzurra, e il cloruro baritico la precipita in giallo, assolutamente come i sali corrispondenti di platino e d'iridio.

XXXIII. *Sali d'oro.*

L'oro sembra possedere due serie di sali, ma i sali ch'esso forma sono pochissimo conosciuti. S'ignora tuttavia s' esistano ossisali d'oro. Pelletier fece vedere che l'ossido aurico non si discioglie negli acidi, e che se l'acido solforico e nitrico concentrati ne sciolgono una piccola quantità, la porzione disciolta viene precipitata dall'acqua. D'altro lato, Mitscherlich annunciò che l'acido selenico discioglieva l'oro, che si ossidava a scapito d'una parte dell'acido; e questo fatto sembra indicare la formazione di un ossisale. Finora non conosciamo che sali aloidi e solfosali d'oro. I sali aloidi sono quasi tutti d'un bel color giallo od arancio. Distinguonsi dagli altri sali al bel color porpora (porpora di Cassio) ch'essi danno quando si versa il cloruro stagnoso nelle lor soluzioni allungatissime. I sali ferrosi ne precipitano oro metallico sotto forma d'una polvere scura, che, collo strofinìo, acquista la lucentezza metallica.

A. Sali aloidi d' oro.

Cloruro auroso. Si ottiene questo sale evaporando il cloruro aurico fino a secchezza in una capsula di porcellana, riscaldando la polvere così ottenuta al bagno di sabbia, mantenendola alla temperatura dello stagno fondente e rimescendola spesso, finchè più non isvolgasi cloro. Presentasi sotto forma d'una massa salina, bianca, poco giallastra, ch' è insolubile nell'acqua cui non comunica color giallo che quando contiene del cloruro aurico non decomposto. In tal caso la massa riducesi in piccoli cristalli lucenti, d'un giallo di paglia.

Allo stato secco questo sale conservasi senz'alterarsi ; ma quando si versa sopra dell'acqua, esso si decompone a poco a poco in oro e in cloruro aurico. Questa decomposizione si opera quasi istantaneamente quando si usa acqua bollente, o facciasi digerire il sale coll'acqua. Ottengonsi allora due parti d'oro metallico, ed una che si discioglie allo stato di sale aurico. Il cloruro auroso è composto di 78, 92 parti di oro e 21, 08 di cloro.

Arrestando l'evaporazione del cloruro aurico prima che il sale sia completamente solidificato, ed aggiungendovi dell'acqua, la massa liquida depone del cloruro auroso ; donde si potrebbe conchiudere ch' esiste un cloruro surauroso, ma già decomposto dall'acqua.

Cloruro aurico. Lo si ottiene sciogliendo l'oro nell'acqua regia, ed evaporando l'eccesso di acido. Disciogliesi nell'acqua. La soluzione, ch' è gialla, diviene più pallida per un eccesso di acido ; al contrario, di un rosso carico quando sia neutra perfettamente. Possede la notabile proprietà di deporre dell'oro metallico alla sua superficie e sulla parete del vase ch' è rivolta alla luce. L'oro viene precipitato allo stato metallico dal fosforo, dalla maggior parte dei metalli e dai sali ferrosi. I sali stagnosi vi formano un precipitato, più o meno carico, di porpora di Cassio. Al calor rovente il cloruro aurico viene decomposto e fornisce dell'oro metallico. Questo sale puossi ottenere a due gradi di saturazione. Il *cloruro aurico acido* cristallizza facilmente da una dissoluzione acida, sotto forma di lunghi aghi, d'un giallo-chiaro, che si conservano senz' alterarsi all'aria secca, e all'aria umida risolvonsi in un liquido giallo. Si ottiene il *cloruro aurico neutro* evaporando la soluzione del sale precedente, finchè la massa acquisti un colore rosso-rubino carico, e cominci a svolgere del cloro. Il sale si consolida col raffreddamento in una massa cristallina d'un rosso carico ; all'aria risolvesi prontamente in un liquido rosso-bruno. Per ottenere questo sale allo stato di neutralità perfetta e scevro di ogni miscuglio di sale acido, non esiste che un mezzo, quello di decomporre coll'acqua il cloruro auroso ;

poichè il sale neutro si decompone tanto facilmente, ch'esso abbandona l'eccesso di acido. Meschiando una dissoluzione di questo sale col nitrato o col solfato argentico, precipitasi del cloruro argentico, e l'ossido aurico, il quale non entra in combinazione coll'acido prima unito all'ossido argentico, precipitasi nel tempo stesso; si può separarlo dal precipitato trattandolo coll'acido idroclorico che lo discioglie. Se si precipita una dissoluzione di cloruro aurico neutro colla potassa caustica, avvertendo di non rendere il liquore alcalino, si ottiene un precipitato giallo-chiaro, che talvolta si prese per ossido aurico, tal altra per cloruro aurico basico. Pelletier volle provare che questo precipitato consiste in idrato aurico, come dissi parlando dell'ossido aurico. Ritiene nullameno l'acido idroclorico con molta ostinatezza, e non si saprebbe completamente scevrarnelo col lavacro. L'acqua ne scioglie una piccola parte; la soluzione è giallastra, ed i sali ferrici vi disvelano la esistenza di piccola quantità d'oro. Se si fa digerire l'idrato aurico con una dissoluzione di potassa caustica nell'alcoole, il precipitato ripristinasi dopo qualche tempo allo stato di oro metallico che nuota nel liquido sotto forma di pagliette esilissime, dotate di lucentezza metallica. In queste pagliette l'oro ritrovasi allo stato della maggior divisione, e puossi usare per tingere in miniatura quando si abbisogni di un intonaco d'oro. Il cloruro aurico disciogliesi in giallo nell'etere, il quale, versato in una dissoluzione acquosa di questo sale, toglie all'acqua una parte del cloruro. Disciogliesi pure in alcuni oli volatili. La dissoluzione del sale neutro nell'etere serve a indorare i lavori di acciaio polito: immergonsi essi nella dissoluzione, oppure stendesi questa sulla lor superficie, poi s' immergono nell'acqua, polisconsi e si strofinano con un pezzetto di tela fina: questa doratura è poco durevole. Indorasi il ferro in una maniera più solida, precipitando su questo metallo una pellicola di rame o d'argento, a tal uopo servendosi d'una dissoluzione neutra di uno di questi metalli nell'acido solforico; lavasi questa pellicola coll'acqua, poi la s' indora colla amalgama d'oro.

Pelletier fece vedere che, meschiando una dissoluzione neutra di cloruro aurico con un acido vegetale, l'oro in poco tempo ripristinasi, e si precip ita allo stato metallico. Questo cangiamento si opera ancora più prontamente quando l'acido che usasi viene saturato da un alcali. L'ossalato potassico decompone la dissoluzione con effervescenza e svolgimento di gas acido carbonico; ma i sali che formano gli altri acidi vegetali non producono questo effetto. Non si studiò di conoscere il mutamento che provano questi acidi. I fenomeni sono gli stessi quando si fanno digerire gli acidi coll'ossido aurico. È peraltro mestieri eccettuare l'acido acetico che scioglie una piccola quantità d'oro, la quale non tarda a precipitarsi allo stato metallico. L'acido acetico diluito e l'acetato potassico si decompongono più lentamente che gli acidi ossalico, tartrico e citrico. L'infusione di noce di galla precipita l'oro allo stato metallico.

Sali doppi del cloruro aurico. Il cloruro aurico forma sali doppi colla più parte dei cloruri, e in tutte queste combinazioni il cloruro aurico contiene tre volte altrettanto cloro che l' altro cloruro. Allo stato cristallizzato questi sali sono quasi tutti d' un color arancio; cadendo in efflorescenza, divengono di un giallo-cedro, e allo stato anidro sono di un rosso intenso. Il miglior metodo di ottenerli è evaporare le dissoluzioni miste de' due sali.

Cloruro aurico-potassico. Forma prismi molto striati a sommità rette, o tavole esagone, sottili. All'aria questi cristalli fioriscono prontamente, e si riducon poscia in una polvere gialla di solfo, per poco che gli si tocchino. In tal caso, i piccoli cristalli perdono meno del loro splendore, che i grandi. Alla temperatnra di 100°, questo sale perde tutta la propria acqua di cristallizzazione, senza abbandonare la più piccola parte del suo cloro. Il sale anidro entra facilmente in fusione; ma perde nel tempo stesso del cloro, ciocchè non gl' impedisce di conservare la sua liquidità anche al calore rovente. In tal caso esso trasformasi in cloruro auroso-potassico, che sembra nero finchè è liquido, e sugli orli translucido e

bruno-carico; dopo il raffreddamento, è giallo. L' acqua lo decompone; si scioglie del cloruro aurico doppio e rimane dell' oro metallico. L' acido idroclorico lo decompone del pari. Il cloruro aurico-potassico non calcinato è solubilissimo nell'acqua e nell'alcoole; la luce non lo decompone. Il sale cristallizzato è composto di 17, 57 di cloruro potassico, 71, 84 di cloruro aurico contenente 46, 83 d' oro e 10, 59 di acqua; l' ossigeno di questa è quintuplo della quantità che sarebbe necessaria per ossidare il potassio.

Il *cloruro sodico-potassico* cristallizza in lunghi prismi quadrilateri, che si conservano all' aria senz' alterarsi, fondonsi facilmente nella propria acqua di cristallizzazione, e perdono di sovente un poco di cloro. E' composto di 14, 68 parti di cloruro sodico, 76, 32 di cloruro aurico contenente 49, 75 d' oro e 9 parti di acqua. L' acqua contiene quattro volte altrettanto ossigeno più di quello che occorrerebbe al sodio per trasformarsi in soda.

Il *cloruro aurico-litico* è deliquescente.

Il *cloruro ammonico-aurico* cristallizza in aghi prismatici trasparenti, che, secondo Johnston, divengono opachi all'aria o quando si toccan coi diti. Questo sale è solubilissimo nell' acqua e nell' alcoole. Secondo l'analisi di Johnston, è composto di 13, 88 parti di cloruro ammonico, 81, 41 di cloruro aurico contenente 52,66 parti di oro e 4,71 d' acqua.

Bonsdorff fu il primo a preparare i sali doppi che forma il cloruro aurico coi cloruri di *bario*, di *stronzio*, di *calcio*, di *magnesio*, di *manganese*, di *zinco*, di *cadmio*, di *cobalto* e di *nichelio*. Cristallizzano tutti in lunghi prismi romboidali, e contengono acqua di cristallizzazione. Il sale calcico contiene 6 e il sale magnesico 12 volte altrettanta acqua che il metallo alcalino ne esigerebbe per ossidarsi. Il cloruro ferroso non si combina col cloruro aurico: esso lo ripristina.

Bromuro aurico. Lo si prepara disciogliendo l'oro in un miscuglio di acido idrobromico e d' acido nitrico. La dissoluzione e-

vaporata fornisce una massa salina rossa carica. Secondo gli sperimenti di Bonsdorff, il bromuro aurico combinasi ad altri bromuri per formare de' sali doppii analoghi ai cloruri corrispondenti. Così il sale potassico cristallizza in tavole rosse che fioriscono all' aria e divengono d' un rosso di carne. La maggior parte di questi sali forma cristalli prismatici, rossi, contenenti dell' acqua.

Ioduro auroso. Lo si ottiene facendo digerire l'acido idriodico coll'ossido aurico, nella quale sperienza si forma dell'ioduro auroso e dell'iodo. Ottiensi lo stesso sale, trattando l'oro estremamente polverizzato coll'acido idriodico, al quale si aggiungono piccole quantità di acido nitrico, finchè sia cessata qualunque azione sull' oro. E' necessario adoprare un eccesso di acido idriodico, senza di che la combinazione neutra precipita e si meschia coll' oro. Il liquore feltrato bollente depone col raffreddamento una polvere cristallina d' un giallo-cedro. La maggior parte della combinazione rimane disciolta ; la si ottiene aggiungendo al liquore dell' acido nitrico, e riscaldando la massa finchè tutto l' iodo precipitato dall' acido nitrico venga scacciato ; l' ioduro precipitasi allora sotto forma d'una polvere di un giallo-verdastro. Meschiando il cloruro aurico coll' ioduro potassico, si precipita un miscuglio d' iodo e d'ioduro auroso, e questo rimane puro quando si volatilizza l' iodo coll' ebollizione. L' ioduro auroso è insolubile nell' acqua fredda, e disciogliesi difficilissimamente nella bollente. Gli acidi non lo decompongono a meno che non sieno concentrati e non si faccian bollire con esso, nel qual caso l' oro viene ripristinato, mentre si svolge dell' iodo ; così la temperatura elevata agisce soltanto in questa circostanza. Esposto ad un calore di 150°, l'ioduro auroso si decompone ; rimane dell' oro, e si volatilizza dell' iodo. Gli alcali lo decompongono istantaneamente ; essi ripristinano l' oro e combinansi coll' iodo e coll' acido iodico ; poichè sotto l' influenza dell'alcali l' iodo ha maggiore affinità per l' ossigeno, che non ne ha l' oro.

Non si pervenne peranco a ottenere l' *ioduro aurico.*

Il *fluoruro aurico* è ignoto.

Cianuro aurico (il cianuro auroso non è conosciuto). Questo sale presentasi sotto forma d' una sostanza giallo-pallida, insolubile nell'acqua, che ottiensi precipitando il cloruro aurico col cianuro potassico. Secondo Ittner, il cianuro aurico disciogliesi in arancio nelle dissoluzioni de' cianuri de' metalli alcalini, e forma con essi de' cianuri doppi che sono ancor poco noti.

Il *cianuro aurico-potassico* cristallizza in piccoli prismi trasparenti di un giallo chiaro. Gli acidi vi formano un precipitato di cianuro aurico con isvolgimento d' acido idrocianico. Le soluzioni di vari metalli, unite a quelle di questo cianuro doppio, vi producono de' precipitati di cianuri doppi d' oro e del metallo adoprato.

Solfocianuro aurico. Lo si ottiene precipitando il cloruro aurico col solfocianuro potassico. Il precipitato è d' un colore di carne, e disciogliesi ugualmente nel solfocianuro potassico e nell' ammoniaca. L' acido idroclorico rende il suo colore più intenso; gli alcali lo fanno volgere al giallo.

B. *Solfosali di oro.*

Finora non si poterono produrre solfosali che col solfuro aurico, le cui proprietà basiche sono assai più distinte, che quelle dell'ossido aurico. I solfosali aurici sono bruni o d' un giallo carico, ed alcuni disciolgonsi in giallo-brunastro nell' acqua.

Solfocarbonato aurico. Forma un precipitato grigio-brunastro carico in un liquor torbido, ch' è lento a chiarificarsi. Diseccato, è nero; sottomesso alla distillazione, fornisce del solfo e lascia dell' oro colorito in nero da un miscuglio di carbone.

Solfarseniato aurico. È solubile, nell' acqua, in bruno rossastro. Il sal basico si precipita in bruno carico, e si ridiscioglie quando lo si lava sul feltro. Se meschiasi la dissoluzione col solfato fer-

roso, se ne precipita una sostanza d' un bruno-giallastro, ed il liquore diviene scolorito.

Solfarsenito aurico. Forma un precipitato giallo che imbrunisce, rammucchiasi e da ultimo diviene quasi nero. Seccato e triturato, fornisce una polvere d' un bruno-giallastro carico. Entra facilmente in fusione, abbandona al rosso nascente una parte del suo solfido arsenioso, e rimane liquido. Dopo il raffreddamento è trasparente e d' un rosso-giallastro carico. Ridotta in polvere, la massa fusa è d'un bruno carico ; ma se vi si aggiunga dell'acqua e si continui la triturazione, questa polvere acquista una lucentezza metallica ed offre l' aspetto dell'oro ripristinato. Però il liquore non ha nulla disciolto. Riscaldata fino al rovente bianco, la massa fusa da ultimo lascia dell' oro metallico.

Solfomolibdato aurico. Disciogliesi nell'acqua, donde precipita, dopo qualche tempo, sotto forma d' una polvere bruna carica che annerisce seccandosi.

Ipersolfomolibdato aurico. Forma un precipitato dapprima bruno carico che ingiallisce colla diseccazione, offre una lucentezza metallica impura, e acquista un polimento, il che prova che si è decomposto. Stillato, fornisce del solfo e diviene più carico. Riscaldato all' aria libera, arde con isvolgimento d' acido solforoso e diviene di un giallo d' oro. Ad una temperatura più elevata, si forma un sublimato d' acido molibdico, le quali circostanze comprovano che il sale non si decompose nel liquore per la ridissoluzione del molibdeno, ma allora soltanto che avvenne la diseccazione.

Solfotunstato aurico. Forma una combinazione solubile, la cui dissoluzione è di un bruno carico e trasparente. Dopo alcuni giorni fornisce un precipitato translucido, nero quand' è raccolto.

Solfotellurato triaurico. Disciogliesi nell' acqua ; la soluzione è di un bruno-giallastro sì intenso, che tutta ne perde la sua trasparenza. A poco a poco la combinazione deponesi sotto forma di

fiocchi voluminosi. Dopo la diseccazione è nera. Stillata, svolge del solfo e lascia del tellururo aurico che forma un globulo metallico, grigio, coi segni della fusione provata.

XXXIV. *Sali di titano.*

I sali di titano vennero poco studiati. L' acqua gli decompone specialmente alla temperatura dell' ebollizione, e rende libero dell' acido titanico. L' infusione di noci di galla gli precipita in arancio; gli alcali vi formano un precipitato bianco.

A. *Sali aloidi di titano.*

Cloruro titanico. Il sale anidro venne scoperto da George che l' ottenne facendo passare una corrente di cloro sopra il titano riscaldato. Posteriormente Dumas fece vedere ch' è facile ottenerlo con un metodo analogo a quello adottato nel preparare il cloruro alluminico, vale a dire riscaldando il miscuglio di carbone e di acido titanico in una corrente di cloro. Durante l' esperimento, distilla un liquido giallastro che diffonde un forte odore di cloro, perchè contiene sciolto del cloro; per liberarnelo, si agita col mercurio, poi con un amalgama di potassio e si distilla il miscuglio. Ottiensi così un prodotto senza colore che all' aria diffonde densi fumi, e somiglia perfettamente al cloruro stagnico (liquor fumante di Libavio). Si unisce all'acqua con tale violenza e svolgendo tanto calore, che la massa viene lanciata da tutte le parti. Lasciandolo all'aria, ne assorbe a poco a poco l'umidità, e cristallizza quando contiene una certa quantità d'acqua ; una maggior porzione di essa lo ridiscioglie. La soluzione viene precipitata mediante l' ebollizione, specialmente allorchè vi si aggiunge un poco d' acido nitrico. Evaporando il liquore unito all'acqua, si ottiene dell' acido idroclorico che si evapora, e dell' acido titanico che rimane.

Il cloruro titanico combinasi ai cloruri alcalini, e forma con essi de' sali doppii, senza colore, suscettivi di cristallizzare. Il cloruro titanico, messo a contatto col gas ammoniaco, assorbe questo gas, e produce un *cloruro titanico ammoniacale* che forma una massa salina, bianca, polverosa. Riscaldando questa massa, l'ammoniaca ripristina una parte del titano allo stato metallico, mentre un' altra parte della combinazione sublimasi senz' alterarsi. Liebig scoperse recentemente che tutto il titano ripristinasi quando si fa passare il cloruro ammoniacale con alquanto gas ammoniaco in un tubo riscaldato al rovente.

Fluoruro titanico. Secondo Unverdorben, lo si ottiene allo stato anidro, stillando l' acido titanico in un apparato di platino collo spato fluore in polvere ed acido solforico fumante. Esso forma un liquido senza colore che spande all' aria de' fumi. Per preparare il sale acqueo, basta disciorre l' acido titanico nell' acido idrofluorico, ed evaporare la soluzione acida in vasi di platino fino a consistenza di sciloppo; una parte del fluoruro cristallizza. L'acqua decompone questi cristalli in sal acido che si discioglie, ed in sal basico che rimane, e che puossi esporre al calor rovente senza che il fluoruro contenutovi rimanga decomposto. La combinazione acida che si discioglie è analoga agli acidi idrofluoborico e idrofluosilicico: si potrebbe chiamarla *acido idrofluotitanico.* Forma sali doppii particolari che ottengonsi saturando l' acido libero con una base; io ho descritto questi sali, per quanto e' son conosciuti, all'articolo di ogni base, e li collocai a tal luogo per non separare corpi che hanno una certa rassomiglianza.

Cianuro ferroso-titanico. Si precipita sotto forma di una massa fioccosa bruna, quando si mesce il solfato titanico col cianuro ferroso potassico.

B. *Ossisali di titano.*

Solfato titanico. Lo si ottiene mescendo l'acido titanico in polvere fina coll'acido solforico anticipatamente diluito nella metà del suo peso di acqua, e facendo digerire il miscuglio finchè tutta l'acqua sia evaporata: si scaccia poscia l'eccesso di acido solforico ad una temperatura che non deve oltrepassare il rovente. La massa salina che rimane è una specie di combinazione neutra di acido solforico e di acido titanico, in cui questo acido contiene un terzo dell'ossigeno contenuto nel primo. Versando una certa quantità d'acqua tepida su questa combinazione, essa disciogliesi completamente dopo qualche tempo. La dissoluzione viene precipitata quando si diluisce con acqua; e quando la si fa bollire a uno stato di grande diluizione, tutto l'acido titanico si depone in guisa che il liquore più non contiene che acido solforico. Versando dell'acido solforico nella dissoluzione saturata del surtitanato potassico nell'acido idroclorico, si precipita una combinazione che Rose trovò composta di 76, 83 d'acido titanico, 7, 78 di acido solforico e 15, 39 di acqua. L'acqua vi contiene tre volte, l'acido titanico sei volte altrettanto ossigeno che l'acido solforico. I cristalli, che si riguardavano altra volta come nitrato e muriato d'ossido titanico, non consistono che in sali potassici. Gli acidi fosforico e arsenico precipitano, dalla dissoluzione del surtitanato potassico nell'acido idroclorico, delle combinazioni gelatinose che contengono uno di questi acidi unito all'acido titanico. Gli acidi acetico e succinico non vi formano alcun precipitato; l'acido ossalico e gli ossalati danno un precipitato bianco, composto, secondo Rose, di 74, 42 parti di acido titanico, 10, 25 di acido ossalico e 15, 33 di acqua. L'acqua vi contiene due volte e l'acido titanico quattro volte altrettanto ossigeno che l'acido ossalico. L'acido tartrico precipita in bianco la dissoluzione del surtitanato potassico nell'acido idroclorico. Il precipitato somiglia esternamente a

quello prodotto dall'acido ossalico; calcinato in vasi chiusi, divien nero e brillante. Facendo bollire coll'acqua un miscuglio di acido titanico recentemente precipitato e di acido tartrico o di surtartrato potassico, od aggiungendo dell'acidó tartrico ad una dissoluzione di acido titanico, si ottiene un liquore che non viene precipitato da un eccesso di potassa.

XXXV. *Sali di telluro.*

I sali di telluro son poco noti, senza colore e di sapore metallico disaggradevole; gli alcali gli precipitano in bianco; il precipitato è solubile in un eccesso di alcali. Il gas solfido idrico gli precipita in nero; l'infusione di noce di galla, in giallo-isabella. L'antimonio, lo stagno, lo zinco, il rame ed il fosforo precipitano il telluro allò stato metallico dalle sue soluzioni.

A. *Sali aloidi di telluro.*

Cloruro tellurico. È bianco e fusibile. L'acqua lo decompone precipitandolo da un sale basico, che si ridiscioglie in maggiore quantità d'acqua.

Ioduro tellurico. E' bruno-rossastro e disciogliesi facilmente nell'acqua. La soluzione non viene precipitata dalla potassa che forma coll'ioduro tellurico una specie di sale doppio, atto a cristallizzare in piccoli grani.

B. *Ossisali di telluro.*

Nitrato tellurico. Forma piccoli cristalli bianchi e leggeri, riuniti in dendriti.

Fosfato, arseniato, molibdato e tunstato tellurici. Questi sali sono bianchi, insolubili e polverosi.

Cromato tellurico. E' una polvere gialla, insolubile. Il sal acido è solubile, e forma, coll'evaporazione, uno sciloppo denso, incristallizzabile.

XXXVI. *Sali di antimonio.*

Le proprietà generali dei sali d'antimonio sono le seguenti: essi hanno un debole sapore metallico; le loro dissoluzioni s'intorbidano quando si diluiscono d'acqua; i solfoidrati le precipitano in arancio, il ferro e lo zinco ne precipitano dell'antimonio metallico. Allo stato concentrato, non vengono precipitate da una dissoluzione ugualmente concentrata di cianuro ferroso-potassico.

A. *Sali aloidi di antimonio.*

Cloruro antimonico. Si ottiene stillando l'antimonio in polvere col cloruro mercurico, o adoperando il solfuro antimonico, anzi che l'antimonio; in tal caso distilla del cloruro antimonico ad un dolce calore, e rimane del solfuro mercurico nella storta. Siccome il sale mercurico non contiene acqua di cristallizzazione, il cloruro antimonico che ottiensi è del pari anidro. Riscaldato, cola come l'olio; ma, raffreddandolo, si rappiglia in una massa cristallina. Per la sua consistenza di burro gli si diede altra volta il nome di *burro d'antimonio.* La combinazione mercurica che rimane nella storta, fornisce del cinabro colla sublimazione; gli antichi chimici chiamarono questo prodotto *cinabro d'antimonio.* In medicina si adopera il cloruro antimonico non affatto scevro di acqua, e a tal uopo si prepara con un metodo men dispendioso. Si mescono, macinandole insieme, una parte di croco d'antimonio e due parti di sale marino decrepitato, e si distilla questo miscuglio in una storta con una parte di acido solforico concentrato; il sale antimonico passa nel recipiente, e rimane nella storta del solfato sodico e del solfuro antimoni-

co. Il miglior metodo di preparar questo sale per gli usi tecnici è discior l'antimonio e l'ossido antimonico nell'acido solforico, evaporare la massa fino a secchezza, mescerla con due volte il suo peso od un poco più, di sale marino, e stillare il tutto; formasi del solfato sodico che rimane nella storta e del cloruro antimonico che stilla. Il sale così ottenuto è un caustico fortissimo. All'aria spande vapori, attrae l'umidore, e s'intorbida. L'acqua ne precipita un sal basico chiamato altra volta *polvere di Algaroth*. Diseccando questo sal basico e riscaldandolo in una storta, esso fornisce del sale neutro che stilla, e dell'ossido antimonico che rimane nella storta. I carbonati alcalini decompongono il cloruro antimonico: essi s'impadroniscono del cloro e lasciano dell'ossido antimonico. Si pretende che il sale basico acquisti talvolta la forma cristallina. Il liquido donde viene precipitato è acido, e serve a nettare il cuoio giallo incerato, per esempio, le rivolte degli usatti cui esso ritorna il color giallo primitivo. Adoperasi pur questo liquido per dare a certi lavori di ferro, per esempio, alle canne di fucile, uno intonaco uniforme di ruggine, che preserva il metallo da una ossidazione ulteriore. Si può discior l'ossido antimonico nell'acido idroclorico liquido; ma la soluzione è nello stato medesimo che il cloruro antimonico precipitato dall'acqua, e contiene dell'acido in eccesso.

Clorido antimonioso. Lo si ottiene sciogliendo l'acido antimonioso acqueo nell'acido idroclorico finchè questo sia completamente saturato. La dissoluzione si opera lentamente; il liquido è giallastro, e contiene un eccesso di acido idroclorico, che tiene il sale disciolto. Questa combinazione è poco stabile, e basta aggiungervi l'acqua per decomporla.

Clorido antimonico. Secondo H. Rose, che primo lo ha preparato, lo si ottiene riscaldando a rilento la polvere di antimonio metallico nel gas cloro. L'antimonio brucia lanciando scintille, e distilla un liquido senza colore o leggermente giallastro. Questo liquido ha un odore disaggradevolissimo, spande all'aria fumi in copia,

attrae l'umidore e diviene torbido; nel tempo stesso si formano de' cristalli che sono un clorido antimonico, contenente acqua di cristallizzazione. Questi cristalli si sciolgono poscia nel liquido che divien limpido. Diluendo il clorido antimonico con una grande quantità d'acqua ad un tratto, il miscuglio riscaldasi, s'intorbida e si decompone in acido antimonico acquoso che si precipita, ed in acido idroclorico che rimane disciolto. Se l'antimonio che adoprasi a preparare il clorido contiene del ferro, il prodotto della distillazione diviene più giallo, e la maggior parte del cloruro ferrico formatosi rimane senza disciorsi nel liquido e si depone al fondo del recipiente.

H. Rose trovò che, riscaldando il solfuro antimonico nel gas cloro, non si ottiene che cloruro antimonico, unito a cloruro di solfo. Il primo si scioglie al fuoco nel secondo, e cristallizza col raffreddamento. Il cloruro di solfo può separarsi dal cloruro antimonico, stillandolo ad una temperatura insufficiente per render volatile il cloruro metallico.

Bromuro antimonico. Secondo Serullas, lo si prepara introducendo il bromo in una piccola storta, ed aggiungendoci dell'antimonio in piccoli pezzi. Il metallo si unisce al bromo con isvolgimento di luce; quando il bromo è saturato di metallo, distillasi. Il bromuro antimonico si sublima in aghi. È senza colore, entra in fusione a 90° e bolle a 270°. Attrae l'umidore dell'aria. L'acqua lo decompone come i cloruri.

Ioduro antimonico. Lo si ottiene mescendo l'antimonio coll'iodo al quale combinasi senza il soccorso di esterno calore; questo sale è d'un rosso carico, entra facilmente in fusione e può distillarsi. L'acqua lo decompone completamente in acido idriodico ed ossido antimonico.

Fluoruro antimonico. Per ottenerlo basta disciorre l'ossido antimonico nell'acido idrofluorico. Fornisce coll'evaporazione de'cristalli senza colore che hanno lo stesso sapor del tartaro emetico e sciolgonsi senza residuo nell'acqua.

Il *fluorido antimonioso* e il *fluorido antimonico* esistono, ma non vennero ancora esaminati a bastanza. Si sa soltanto ch'essi sono solubili nell'acqua e formano con altri fluoruri de'sali doppi.

Fluoruro silicico-antimonico. Con un eccesso di acido sciogliesi facilmente nel liquore in cui si produsse. Evaporato lentamente, cristallizza in prismi che si riducono in polvere quando diseccansi rapidamente.

Cianuro antimonico. Questo sale non sembra esistere. Versando il cianuro potassico nella dissoluzione d'un sale antimonico, non formasi alcun precipitato, oppure deponesi dell'ossido antimonico e svolgesi dell'acido idrocianico.

B. Ossisali d'antimonio.

Solfato antimonico. Lo si ottiene facendo bollire l'antimonio coll'acido solforico concentrato. Svolgesi dell'acido solforoso, e formasi una massa salina bianca, che è un solfato antimonico neutro. L'acqua decompone questo sale in sottosolfato polveroso che rimane senza disciorsi, ed in sal acido che si discioglie. Evaporando la dissoluzione, ottengonsi piccoli aghetti cristallini, che attraggono l'umidore dell'aria.

Solfito antimonico. Lo si prepara facendo digerire l'ossido antimonico coll'acido solforoso, o facendo passare una corrente di gas acido solforoso attraverso il cloruro antimonico. È insolubile.

Nitrato antimonico. L'acido nitrico concentrato intacca l'antimonio a freddo, ma l'acido diluito non agisce sovr'esso che alla temperatura dell'ebollizione. L'acido e l'acqua vengono decomposti, e formasi del nitrato ammonico. La maggior parte dell'ossido antimonico formato precipitasi in combinazione con una piccola quantità d'acido, allo stato di sale basico, e la dissoluzione non ne ritiene che una porzione insignificante, la quale deponesi in parte sotto forma di piccoli cristalli sulle pareti del vase. Il sale basico si decompone quan-

do lo si fa digerire a più riprese coll'acqua, e fornisce un residuo d'ossido antimonico puro.

Fosfato antimonico. Lo si ottiene facendo digerire l'ossido antimonico coll'acido fosforico. Secondo Wenzel, il sale non cristallizza, ed evaporando la dissoluzione, formasi una massa deliquescente, d'un verde-nerastro, che può vetrificarsi dopo essere stata perfettamente seccata. Riguardossi come fosfato antimonico un prodotto farmaceutico che chiamasi *polvere antimoniale* o *polvere di James*, in memoria di James medico inglese che ne fu l' inventore. A detta di questo medico, la si ottiene mescendo uguali parti di corno di cervo raschiato e di solfuro antimonico, e calcinando il miscuglio fino a bianchezza. Questa polvere non è, a dir vero, che un miscuglio di acido antimonioso e di fosfato calcico, contenente una piccola quantità d'antimonito calcico, che si discioglie nell'acqua e le comunica un debole sapore metallico. Facendo l'analisi d'una certa quantità della polvere venduta dagli eredi del dottor James, ho trovato ch'essa conteneva all'incirca due terzi di acido antimonioso, un terzo di fosfato calcico che disciogllevasi senza effervescenza negli acidi e tutto al più un per cento d'antimonito calcico solubile nell'acqua. La composizione della polvere preparata nelle farmacie varia molto. Chenevix vi ha trovato 44 per cento d'acido antimonioso e Peerson, 57. Oggidì si prescrive di prepararla con uguali parti di ceneri d'osso e di solfuro antimonico, e di riscaldare questo miscuglio finchè sia bianco. E'evidente che la ricetta di James può essa sola fornire una polvere che contenga queste diverse sostanze nella proporzione citata.

Fosfito antimonico. Questo sale precipitasi quando si mesce una dissoluzione di tartrato antimonico e potassico con una dissoluzione di clorido fosforoso. E' senza colore, e svolgesi quando si calcina del gas idrogeno puro, passando allo stato di fosfato.

L'*acido carbonico* non si combina coll'ossido antimonico.

Ossalato antimonico. Ottiensi facendo digerire l'ossido antimonico coll'acido ossalico, o versando quest'ultimo a goccia a goccia

in una dissoluzione di acetato antimonico. L'ossalato antimonico è poco solubile e si precipita sotto forma d'una polvere cristallina.

Ossalato antimonico e *potassico.* Lo si prepara saturando il biossalato potassico coll' ossido antimonico. Forma de' cristalli radiati, aggruppati in istelle, che contengono, secondo Lassaigne, 20, 19 per cento di acqua di cristallizzazione, e si disciolgono alla temperatura di 9° in dieci parti di acqua.

Acetato antimonico. Lo si ottiene sciogliendo l'ossido antimonico nell'aceto. E' solubilissimo e forma piccoli cristalli. Altra volta adopravasi come vomitivo.

Tartrato antimonico. Lo si prepara disciogliendo l'ossido antimonico nell'acido tartrico. E' solubilissimo e cristallizza in prismi quadrilateri che attraggono l'umidore dell'aria.

Tartrato antimonico-potassico. Lo si conosce nelle farmacie sotto il nome di tartaro emetico. Si ottien questo sale facendo bollire il bitartrato potassico coll'ossido antimonico, finchè l'eccesso di acido sia saturato, feltrando la dissoluzione ed evaporandola per farla cristallizzare. L'ossido antimonico ottenuto trattando l'antimonio coll'acido nitrico, o decomponendo il clorido od il solfato coll' acqua, e lavando bene l'ossido coll'acqua bollente, meglio conviene che ogni altro a preparare il tartaro emetico. Ma siccome l'ossido antimonico, preparato per via umida, è sempre più costoso, si preferisce di ottenerlo arrostendo il solfuro antimonico, e fondendo la massa arrostita collo stesso solfuro, come dissi all'articolo dell'ossido antimonico. Si riduce l'ossido allo stato di polvere impalpabile, lo si mesce con due terzi o colla metà del suo peso di cremore di tartaro e con cinque a sei parti di acqua; si fa bollire il miscuglio finchè tutto il cremore di tartaro sia disciolto. Uguali parti in peso di cremore di tartaro e di ossido antimonico sono più che bastanti alla loro saturazione reciproca; si adopra peraltro un eccesso di ossido antimonico per assicurarsi perfettamente che l'acido libero del cremore di tartaro sia saturato. La proporzione d'acqua è tale, che

la maggior parte della combinazione cristallizza durante il raffreddamento del liquido. Il sale doppio forma grossi cristalli trasparenti, che all'aria divengono bianchi e perdono la loro acqua di cristallizzazione. Disciolgonsi in 14 parti di acqua fredda ed in 1, 83 di acqua bollente. Talvolta, dopo la cristallizzazione del sale doppio, l'acqua-madre sembra quasi gelatinosa: rimescendola, essa depone una piccola quantità di cristalli penniformi e riprende la sua liquidità. Questi cristalli sono un tartrato calcico neutro, che cessa di esser solubile quando l'acido tartrico libero è saturato, e cristallizza dopo il sale doppio. Evaporando il liquore in cui questo sale ha cristallizzato, si ottiene una massa sciloppposa, incristallizzabile, ch' è un tartrato doppio composto degli elementi stessi del primo, ma in altre proporzioni. L'antica farmacopea svedese prescrive di far bollir per un'ora il *crocus* di antimonio col cremore di tartaro, feltrare la soluzione e svaporarla fino a secchezza; ma con tal mezzo si ottiene un prodotto la cui composizione varia, e talvolta contiene del cremor di tartaro non saturato. In questi ultimi tempi la maggior parte delle farmacopee hanno prescritto di preparare il tartaro emetico per via di cristallizzazione, acciocchè la composizione del prodotto cristallizzato non diversifichi. In tal caso si neglige il residuo incristallizzabile che contiene più ossido antimonico, relativamente alla potassa ed all'acido tartrico, che non ne contiene la parte cristallizzata. Ignorasi pure se la combinazione, che non cristallizza sempre, si formi nella proporzione medesima, o se ne ottenga una maggior quantità quando si prolunga la digestione del bitartrato potassico coll'ossido antimonico in eccesso. La composizione del tartaro emetico fu per lungo tempo enimmatica, poichè i chimici ottenevano risultati molto diversi. Ma le sperienze di Wallquist sembrano aver messa la cosa fuori di dubbio. La incertezza nella quale si era, proveniva il più delle volte dal non poter pervenire a precipitare tutto l'antimonio. Wallquist trovò che l'antimonio non poteva completamente precipitarsi che col ferro e coll'acido idroclorico. Dietro gli sperimenti di

questo chimico, le proporzioni di acido e di potassa sono le stesse nel sal doppio, che nel cremore di tartaro; questo combinasi per produrre il tartaro emetico con una quantità d' ossido antimonico contenente tre volte altrettanto ossigeno che la potassa. Così, prendendo per unità l'ossigeno della potassa, quello dell'ossido antimonico è uguale a tre, e quello dell'acido uguale a dieci. Il tartaro emetico inoltre contiene una quantità d'acqua di cristallizzazione il cui ossigeno è uguale a due. In altri termini, cento parti di tartaro emetico ne contengono 38, 61 di acido tartrico, 42, 99 d'ossido antimonico, 13, 26 di potassa e 5, 14 d'acqua. Wallquist trovò che la maggior parte degli altri tartrati forma coll' ossido antimonico de'sali doppii analoghi e composti dietro la legge precedentemente citata. Questo chimico gli ottenne quasi tutti per doppia decomposizione, mediante il tartaro emetico ed un sale di barite, di calce, di ossido argentico ecc. Il sale argentico è composto di 31, 5 parti di acido tartrico, 36, 94 di ossido antimonico, 27, 31 di ossido argentico, e 4, 25 di acqua. In questi sali doppi l' ossigeno delle due basi sta a quello dell' acido tartrico come 4 a 10 o come 2 a 5; questo rapporto ha suggerito a Wallquist l'idea che simili sali potrebbero essere sali doppi a due acidi, nei quali la base fosse scompartita ugualmente fra l'acido tartrico e l'ossido antimonico (facendo l'ossido antimonico l'uffizio d'un acido). Egli appoggia la sua opinione sopra ciò, che gli ossidi basici che si combinano col bitartrato potassico, formano dei sali doppi neutri a due basi. Si può anche citare, in appoggio di questa opinione, il fatto, che gli alcali non precipitano l'ossido antimonico, mentre gli acidi solforico, nitrico ed idroclorico, versati in una dissoluzione di tartaro emetico, ne precipitano l'ossido antimonico. Sarebbe anche possibile che l'acido tartrico, la cui capacità di saturazione, come quella degli acidi fosforico ed arsenico, è uguale a 5 volte l'ossigeno della base, contenesse, nelle sue combinazioni basiche, gli stessi multipli dell'acido fosforico; ora, in un simile sale basi-

co, l'ossigeno della base sta a quello dell'acido come 2 a 5, cioè nello stesso rapporto che nei tartrati doppii.

Il tartaro emetico contiene ordinariamente una quantità di arsenico si grande, da poter essere riconosciuto all'odore che diffonde il tartaro emetico riscaldato al cannello. Serullas fu quegli che scoprì la esistenza di questo corpo pericoloso nelle preparazioni di antimonio. L'arsenico proviene dal solfuro di antimonio nativo, il quale ne contiene quasi sempre, e può sostituirsi all' antimonio nella più parte delle combinazioni antimoniali. Per isceverare l'antimonio dall' arsenico è necessario, secondo Duflos, distillare l'ossido antimonico con un quarto del suo peso di spato fluore, e con un peso eguale al suo di acido solforico; si svolge del fluorido arsenico, e rimane l'ossido antimonico puro, il quale si lava perfettamente prima di disciorlo nel bitartrato potassico.

Benzoato antimonico. Esso forma un sale bianco, lamelloso, inalterabile all'aria; si discioglie ugualmente nell'acqua e nell'alcoole.

L'*acido succinico* e l'*acido formico* disciolgono l'ossido antimonico, ma i sali che ne formano non vennero studiati.

Arseniato antimonico. Si ottiene decomponendo il cloruro antimonico coll'arseniato potassico; si precipita sotto forma di una polvere bianca.

Arsenito antimonico. Si ottiene facendo digerire l'antimonio coll'acido arsenico liquido. L'acido è ridotto allo stato di acido arsenioso, e versando dell'acqua nel liquore, l'arsenito si precipita.

Il *molibdato* ed il *cromato* antimonici formano dei precipitati gialli polverosi. Il primo di questi sali si discioglie nell'acqua bollente.

C. *Solfosali di antimonio.*

Il solfuro di antimonio, che corrisponde, per la sua composizione, all'ossido antimonico, forma, con differenti solfidi, dei solfosali che sono ancora poco conosciuti.

XXXVII. *Sali di molibdeno.*

Il molibdeno forma tre serie di sali: i sali molibdosi che contengono l'ossido molibdoso, o corrispondono per la loro composizione a quest'ossido; i sali molibdici che contengono l'ossido molibdico, ed i sali ipermolibdci che hanno per base l'acido molibdico. Nei sali aloidi si trovano egualmente i gradi di combinazioni proporzionali all'ossido ed all'acido molibdici.

Sali molibdosi.

Sono neri o porporini, ed offrono, in generale, le stesse variazioni di tinta dei sali manganici. Hanno la maggior parte quel colore composto di verde, di bruno e di nero, che ha una dissoluzione di ossido manganico nell'acido idroclorico freddo, prima che lo svolgimento del cloro cominci. Il loro sapore è puramente astringente, ned offre alcun lontano gusto metallico; le loro soluzioni si ossidano men facilmente di quelle de'sali molibdici, così che è più facile evaporarle senza alterazione, ch'evaporare i sali molibdici. Talvolta, massime quando contengono un eccesso di acido, acquistano un color porpora intensissimo, simile a quello che offrono in alcune circostanze i sali manganici.

Sali molibdici.

Sono quasi neri allo stato anidro, e rossi quando contengono acqua di cristallizzazione. Le loro soluzioni hanno un sapore astringente, un poco acidetto, con un lontano gusto metallico. L'infusione di noci di galla dà loro un color rancio-carico, traente al bruno e vi produce un debole precipitato bruno-grigiastro. Il cianuro ferroso-potassico gli precipita in bruno carico, ed il precipitato è insolubile

in un eccesso del precipitante. Introducendovi dello zinco anneriscono, e da ultimo danno un sedimento di ossido molibdoso zinchifero nero. I sali molibdici insolubili nell'acqua sciolgonsi a poco a poco in un liquore alcalino, à misura che l'ossido convertesi in acido, il che non avviene quando il liquor non contenga alcali.

Sali ipermolibdici.

L'acido molibdico, quale deponesi dall'acido nitrico, sciogliesi assai facilmente negli acidi, mentre vi è insolubile quando venne calcinato o fuso. I sali compresi in questa serie possono venir anche distinti col nome di acidi doppii, poichè come tali comportansi verso gli alcali; però in generale somigliano ai sali a base di ossidi metallici, per cui non crederebbesi mai ch'essi avessero un acido per base.

A. *Sali aloidi di molibdeno.*

Cloruro molibdoso. Lo si ottiene sciogliendo l'idrato molibdoso nell'acido idroclorico, finchè l'acido ne sia saturato. La dissoluzione è d'un colore intensissimo, e non sembra translucida e rosso-bruna che quando si tiene a rincontro la fiamma d'una candela. Non si tinge mai in purpureo. Evaporata, lascia una massa nera viscosa, che da ultimo fendesi, e si ridiscioglie in gran parte nell'acqua. Riscaldata nel vuoto, fornisce dell'acqua e dell'acido idroclorico, e lascia una polvere nera, insolubile nell'acqua, ch' è un cloruro molibdoso basico.

Facendo passar de' vapori di cloruro molibdico sul molibdeno polveroso riscaldato quasi al rovente, questo assorbe una parte del cloruro, e trasformasi in una massa agglomerata, che sembra di un rosso carico dopo il raffreddamento. L'acqua toglie a questa massa una piccola quantità di cloruro molibdoso; ma nè l'acqua bollente, nè l'acido idroclorico caldo ne disciolgon di più. Facendo digerire

questa sostanza rossa colla potassa, trasformasi in idrato molibdoso; riscaldandola fino al rovente, fuori del contatto dell'aria, sublimasi in una massa irregolarmente cristallizzata, d'un rosso-mattone carico, che non si discioglie nell'acqua. Questa sostanza rossa non è altro che un cloruro molibdoso, il quale non differisce dal cloruro ottenuto per via umida, che nell'essere insolubile nell'acqua, a motivo del metodo che si usò a prepararlo.

Cloruro molibdoso-potassico. Evaporando una dissoluzione di cloruro molibdoso, formata dall'azione d'un amalgama di potassio sul cloruro molibdico, si ottiene una massa nera ed efflorescente, ch' è il cloruro molibdoso-potassico. Trattato coll'acqua, questo sale lascia una polvere nera che probabilmente consiste in un sal basico, prodotto da un eccesso di potassa.

Il *cloruro molibdoso-ammonico* forma ugualmente un sale cristallizzabile, di color carico.

Cloruro molibdico. Lo si ottiene allo stato di dissoluzione col metodo descritto all'articolo dell'idrato molibdico (faccia 445 del tomo I, parte II). Il sale solido e anidro si produce quando riscaldasi lentamente il molibdeno in polvere in una corrente di gas cloro privo d'aria atmosferica. Alla temperatura ordinaria, il cloro non agisce sul molibdeno; ma quando si riscalda il metallo, esso infiammasi alla superficie. Questo fenomeno non tarda a sparire; dopo di che il gas cloro trasformasi, senza svolgimento di luce, in un gas rosso carico, d'un colore sì intenso, che è opaco completamente in un vase di $\frac{1}{4}$ di pollice di diametro. Condensasi nelle parti men calde dell'apparato in cristalli brillanti, neri, o d'un grigio carico, e affatto simili ai cristalli di iodo. Il cloruro così ottenuto è fusibilissimo e si sublima ad un dolce calore. Col raffreddamento la massa fusa si solidifica e divien cristallina. All'aria, fuma da prima per alcuni istanti, e risolvesi poscia in un liquido in prima nero, poi azzurro-verdastro, indi, a misura che assorbe più acqua, verde-giallastro, rosso carico, colore di ruggine e alla fine giallo. Serbando il cloruro molibdico solido in

un vase contenente aria atmosferica, esso assorbe a poco a poco dell'ossigeno, e deponesi a piccola distanza del cloruro un sublimato bianco il quale è un clorido molibdico. Il cloruro molibdico ritiene in semplice miscuglio una quantità d'acido molibdico corrispondente a quella del clorido formatosi. Il cloruro molibdico sciogliesi nell' acqua con tale violenza, che il licore entra in una specie di ebollizione, e fa effervescenza, come svolgessesi un gas, benchè ciò non avvenga. Versando molt'acqua sopra piccola quantità di cloruro molibdico, ottiensi una dissoluzione che diviene tosto verde od azzurra, il qual effetto proviene dall'azione ossidante dell'aria. Una dissoluzione men diluita conservasi benissimo, e puossi evaporare anche fino a secchezza, mediante un dolce calore, dopo di che il cloruro che resta trovasi colorito in nero.

Cloruro molibdico basico. Ha origine quando introducesi l'idrato molibdico in una dissoluzione di cloruro molibdico, finchè questo cessi di sciorre l'idrato. Dopo l'evaporazione spontanea, il licore fornisce una massa non cristallina, di color carico, che facilmente diviene azzurra, e si ridiscioglie nell'acqua.

Cloruro molibdico-ammonico. La soluzione di questo sale, abbandonata all'evaporazione spontanea, fornisce piccoli cristalli bruni, inalterabili all'aria. Mescendo il cloruro molibdico coll'ammoniaca finchè il precipitato prodotto da questa cominci a divenir solido, e abbandonando la soluzione all' evaporamento spontaneo, ottiensi una massa nera, cristallina, la quale è un sale doppio basico, solubile in color rosso nell'acqua.

Clorido molibdico. Ottiensi, sotto forma liquida, sciogliendo l'acido molibdico nell'acido idroclorico. Il sale anidro producesi quando riscaldasi lentamente l'ossido molibdico anidro in una corrente di gas cloro. Il gas perde il suo colore; depongonsi alcune pagliette cristalline d'un bianco leggermente giallastro, e rimane dell'acido molibdico. Il clorido molibdico è meno volatile del cloruro ; è facile nullameno sublimarlo ad una temperatura che non giunga al rovente.

Non è fusibile. Pochissima acqua basta a disciorlo senza residuo; l'alcoole lo scioglie del pari. Ha un sapore acre, astringente, con un lontano gusto acidetto.

Ioduro molibdoso. Lo si ottiene sciogliendo l' idrato molibdoso nell'acido idriodico, finchè sia questo completamente saturato. Somiglia sotto tutti gli aspetti al cloruro molibdoso solubile. Per via secca, l'iodo è senza azione sul molibdeno metallico, anche quando si calcina questo in una corrente di vapori di iodo.

Ioduro molibdico. Lo si prepara saturando l'acido idriodico coll'idrato molibdico. La dissoluzione è rossa, e coll' evaporazione fornisce all'aria un sale cristallizzato che è rosso veduto per trasparenza e bruno per riflessione. Ad una temperatura elevata, si decompone; formasi dell'acido idriodico che si decompone all'aria, e rimane dell'ossido molibdico. Il sale ottenuto coll'evaporazione spontanea si ridiscioglie nell'acqua.

Fluoruro molibdoso. Per ottenerlo, basta disciorre l'idrato molibdoso nell'acido idrofluorico. La dissoluzione ha un bel color porpora, simile a quello del tunstato molibdico, ma molto più chiaro. Ad un dolce calore, diseccasi in una vernice porporina; ad una temperatura elevata, la massa perde il color porporino, diviene bruna, e cessa di essere completamente solubile nell'acqua.

Fluoruro molibdoso-potassico. Lo si ottiene mescendo la soluzione del fluoruro molibdoso con una dissoluzione di fluoruro potassico. Precipita in fiocchi d'un rosso pallido; si disciolie nell' acqua con un eccesso di acido, e deponesi, durante l'evaporazione od il raffreddamento del liquore, sotto forma d'un a polvere rosea carica, che colla diseccazione diviene più pallida.

Fluoruro molibdoso-sodico. È solubile più del precedente, e deponesi colla evaporazione sotto forma d'una polvere rosea, cristallina e farinacea.

Il *fluoruro molibdoso-ammonico* rassomiglia perfettamente al sale doppio potassico.

Fluoruro molibdico. Lo si ottiene saturando l'acido idrofluorico coll' idrato molibdico. La dissoluzione è rossa; quando contiene un grande eccesso di acido, è quasi senza colore. Evaporata, facilmente diviene azzurra quando non contenga acido libero. Il sale secco è nero e cristallino; disciogliesi in rosso nell'acqua, senza lasciare residuo. Se adoprasi un calor troppo forte durante l'evaporazione svolgesi facilmente una certa quantità d'acido, e il sale secco, disciolto nell'acqua, abbandona una quantità d'ossido molibdico anidro, corrispondente a quella del fluoruro decomposto.

Fluoruro molibdico-potassico. Per ottenerlo si mesce la dissoluzione del fluoruro molibdico col fluoruro potassico. Il sale doppio precipitasi sotto forma di una polvere color di ruggine, che interamente non si discioglie nell' acqua.

I *fluoruri molibdico sodico* e *molibdico ammonico* sono più solubili del sale potassico, e formano, dopo la evaporazione, alcune masse saline, color di ruggine.

Fluorido molibdico. Lo si prepara sciogliendo l' acido molibdico nell' acido idrofluorico. La soluzione facilmente si opera. Evaporando il liquore, diseccasi in una massa giallastra scilopposa, che traccia non offre di cristallizzazione, e facilmente diviene verde od azzurra quando vi cade polvere od altri corpi atti ad operare l' ossidazione del molibdeno. Perfettamente seccata, questa massa non si discioglie più completamente nell' acqua. Il residuo, che contiene un eccesso di acido molibdico, sciogliesi fino ad un certo punto nell' acqua pura; questa dissoluzione viene precipitata quando si meschia colla dissoluzione acida formatasi da prima. L'ossido di molibdeno azzurro disciogliesi pure nell' acido idrofluorico; il sale, così ottenuto, forma una massa salina, incristallizzabile, d' un azzurro carico.

I sali doppii d' una composizione particolare che forma il fluoruro molibdico coi fluoruri potassico, sodico ed ammonico, vennero descritti all' articolo che tratta dei sali aloidi di queste basi.

Fluoruro silicico-molibdoso. Facilmente discigliesi in un eccesso di acido, e non si disecca quando abbandonasi la soluzione all' evaporamento spontaneo. A caldo svolgesi l' eccesso di acido, e resta la combinazione neutra. Dessa è nera. L' ammoniaca, versata nella dissoluzione di questo sale, ne precipita una sostanza fioccosa, d' un bruno carico, il quale è un silicato molibdoso e si decompone nel liquore ammoniacale, lasciando un residuo di acido silicico.

Fluoruro silicico-molibdico. Il sale disciogliesi nell' acqua, con un eccesso di acido. Coll'evaporazione spontanea la soluzione diviene un po'azzurra, e diseccasi in una massa nera non cristallina. L'acqua toglie a questa massa la parte divenuta azzurra, e lascia una polvere nera come pece, ch' è la combinazione neutra. L'azione prolungata dell' acqua fa provare a questa combinazione una decomposizione parziale; l' acqua scioglie un sal acido e lascia un sale basico, come avviene d' ordinario in questa classe di sali. L' ammoniaca decompone anche il sale secco; essa s' impadronisce del fluoro e lascia un silicato molibdico.

Fluorido silicico-molibdico. L' acido idrofluosilicico discioglie l' acido molibdico. La dissoluzione giallastra fornisce colla evaporazione una sostanza opaca, d' un giallo-cedro, di cui la maggior parte disciogliesi in giallo nell' acqua, mentre resta una combinazione basica indisciolta.

Il *cianuro di molibdeno* non è conosciuto allo stato isolato; ma forma col cianuro ferroso tre sali doppii.

Cianuro ferroso-molibdoso. Questo sale si ottiene quando precipitasi un sale molibdoso con una soluzione di cianuro ferroso-potassico. Il precipitato è d' un bruno carico, e sciogliesi in un eccesso del precipitante, che allora acquista lo stesso colore. Disciogliesi pure in bruno carico nell' ammoniaca; questa dissoluzione viene intorbidata dal sale ammoniaco, che sembra precipitare il cianuro doppio; il sedimento ha lo stesso co-

lore di questo sale, mentre il liquore soprastagnante ha una lieve tinta porporina.

Cianuro ferroso-molibdico. Lo si ottiene precipitando il cloruro molibdico col cianuro ferroso-potassico. E' una polvere bruna carica, che non si discioglie in un eccesso del precipitante. Dopo essere stato lavato, questo sale disciogliesi nell' ammoniaca, e si decompone nel tempo stesso in idrato molibdico ed in cianuro ferroso-ammonico; se aggiungesi un poco di sale ammoniaco al liquore, l' idrato molibdico si precipita. Questo idrato non viene disciolto quando usasi, per decomporre il sale, un miscuglio d'ammoniaca e di sale ammoniaco.

Cianido molibdico e *cianuro ferroso.* Lo si prepara precipitando una dissoluzione d' un sale ipermolibdico col cianuro ferroso-potassico. Il precipitato è d' un rosso-brunastro simile ai due precedenti, ma d' una tinta più chiara. Disciogliesi in rosso carico in un eccesso del precipitante, e somiglia per questo rapporto al cianuro ferroso-molibdoso; ma ne differisce in ciò che disciogliesi istantaneamente nell' ammoniaca, e produce una dissoluzione senza colore.

B. *Ossisali di molibdeno.*

a. Sali a base di ossido molibdoso.

Solfato molibdoso. Lo si ottiene sciogliendo l' idrato molibdoso nell' acido solforico. La dissoluzione è quasi nera. L' idrato secco, triturato coll' acido solforico concentrato, fornisce una combinazione viscosa e nera come pece, che è un solfato neutro quando adoprasi una quantità bastante d' ossido molibdoso. L'acqua decompone questa massa; si separa un sale basico rigonfiato, e disciogliesi un sal acido. La dissoluzione concentrasi coll' evaporazione

in una massa nera viscosa, non cristallina. Ottiensi la stessa combinazione, saturando l' acido solforico diluito coll' idrato molibdoso; quest' ultimo, messo in eccesso, trasformasi in sale basico. Il solfato ammonico non è intorbidato da una dissoluzione di cloruro molibdoso. Evaporato il solfato, se vuolsi renderlo neutro, discacciando l' eccesso d' acido ad una temperatura convenientemente elevata, svolgesi del gas acido solforoso, e ottiensi del solfato molibdico che si discioglie in rosso nell' acqua. Continuando a riscaldare, il sale diviene azzurro. L' ammoniaca forma nella dissoluzione del solfato molibdoso un precipitato grigio-bruno, che è il sottosale citato. Il sale neutro, unito a un eccesso d'acido solforico e abbandonato a sè stesso, acquista un color porpora.

Nitrato molibdoso. Per ottener questo sale, disciogliesi nell'acido nitrico diluito l'idrato molibdoso umido, o diseccato nel vuoto. La dissoluzione ha il colore intenso comune a questi sali; ma non tarda a divenir porporina. Saturando l' acido con un eccesso d' idrato umido, formasi un sale basico; però queste combinazioni non si conservano lungo tempo, anzi scoloransi a poco a poco, e formasi dell' acido molibdico, a scapito dell' acido nitrico.

Fosfato molibdoso. Precipitasi quando si decompone una dissoluzione di cloruro molibdoso con una dissoluzione di fosfato sodico. Il precipitato si ridiscioglie dapprima, ma tosto divien permanente. E' d' un grigio carico. Sciogliendo l' idrato molibdoso nell' acido fosforico, si ottiene un sale acido che acquista, durante l' evaporazione, un color porpora carico, e poi forma una massa deliquescente, scilopposa. L' ammoniaca caustica scioglie il sal acido; la dissoluzione ha un colore tanto carico, che sembra nera; tenuta a rincontro d' una candela, è d' un bruno intenso.

Carbonato molibdoso. Questo sale non esiste; almeno non si potrebbe ottenerlo per via umida.

Ossalato, borato, acetato, tartrato e *succinato molibdosi.* Tutti questi sali sono insolubili, e formano de' precipitati d' un grigio

carico che anneriscono seccandosi. Sciolgonsi in piccola quantità in un eccesso dei loro acidi.

Ossalato molibdoso-potassico. Questo sale doppio è d' un color porpora e sciogliesi nell' acqua.

Tartrato molibdoso potassico. E' poco solubile nell'acqua; disciogliesi in porpora nell' ammoniaca, e si precipita a misura che questa si evapora. Il miglior metodo per ottener questo sale è disciorre l' acido molibdico nel bitartrato potassico, e far digerire la soluzione collo zinco, che riduce il sale allo stato di sale molibdico. Se allora vi si aggiunge un poco d' acido idroclorico, l' ossido molibdico si riduce allo stato di ossido molibdoso; e se mantiensi l' azione dello zinco dopo che l' acido si è saturato, precipitasi un sale doppio, nero e polveroso, che, raccolto sopra un feltro, colora l'acqua di lavacro in porpora, dopochè la dissoluzione di zinco venne feltrata. Calcinato al contatto dell' aria, questo sale doppio fornisce un residuo di molibdato potassico fuso.

Arseniato molibdoso. Comportasi assolutamente come il fosfato.

Cromato molibdoso. Questo sale non sembra esistere. Mescendo il cromato potassico col cloruro molibdoso, precipitasi del sottocromato molibdico, e formasi un cloruro cromico, solubile in verde nel liquido.

b. Sali a base di ossido molibdico.

Solfato molibdico. Lo si ottiene disciogliendo l'idrato molibdico nell'acido solforico, o decomponendo il cloruro molibdico collo stesso acido. La dissoluzione di questo sale è rossa; il sale secco è nero. Evaporando la soluzione ad una temperatura troppo elevata, il sale diviene facilmente azzurro: al qual cangiamento i sali molibdici mostrano molta tendenza.

Nitrato molibdico. Per ottener questo sale, si satura l'acido nitrico coll' idrato molibdico, o si fa digerire il molibdeno coll' acido nitrico diluito. Evaporando la dissoluzione, perviensi a concentrarla fino ad un certo punto; ma non è possibile ottenere con questo mezzo il sale solido, poichè comincia a divenire azzurra, poi, diseccandosi, diviene senza colore, svolge del gas ossido nitrico e lascia un residuo d' acido molibdico.

Fosfato molibdico. Precipitasi sotto forma d' una polvere rossa chiara, fioccosa, quando si meschia il cloruro molibdico col fosfato ammonico. Il liquore conserva un colore giallastro, il che prova, che il sale non è del tutto insolubile. Sciogliendo l'idrato molibdico nell' acido fosforico finchè questo ne possa ricevere, ottiensi un *fosfato acido*, che si disecca colla evaporazione spontanea in una massa trasparente, viscosa, rossa, la quale non offre tendenza alcuna a cristallizzare. L' ammoniaca discioglie questo sale in rosso; ma dopo un' ora il liquore s' intorbida, e la maggior parte del sale precipitasi. All' aria la dissoluzione ammoniacale non tarda a scolorirsi.

Carbonato molibdico. Non esiste.

Ossalato molibdico. E' solubile nell' acqua. I cristalli che formansi durante la evaporazione spontanea della dissoluzione sono azzurrastri, quasi neri, e disciolgonsi in rosso nell' acqua. L'ammoniaca, versata nella dissoluzione di questo sale, ne precipita un sotto sale d' un rosso-mattone pallido, che non si discioglie in un eccesso di alcali.

Ossalato molibdico-potassico. È solubile nell'acqua.

Borato molibdico. Questo sale non si discioglie nell'acqua. È di un giallo-ruggine, ed ottiensi precipitando una dissoluzione di cloruro molibdico con una dissoluzione di borato ammonico. L'idrato molibdico sciogliesi nell'acido borico bollente; ottiensi un liquor giallo che diviene gelatinoso colla evaporazione, e depone il sal neutro.

Acetato molibdico. Precipitasi quando si meschia il cloruro mo-

libdico coll'acetato potassico; il precipitato ha lo stesso colore che l'idrato molibdico. Quest'ultimo sciogliesi nell'acido acetico bollente; la soluzione è gialla, e diviene gelatinosa raffreddandosi. Abbandonata a sè stessa, la massa diseccasi, senza divenire azzurra, in una sostanza polverosa d'un bruno carico.

Tartrato molibdico. Diseccasi in una massa rossa pallida, gommosa, che ha molta tendenza a divenir verde od azzurra. Questo sale non viene precipitato dagli alcali; forma con essi delle dissoluzioni d'un rosso carico, che scoloransi all'aria.

Tartrato molibdico-potassico. Questo sale doppio è solubile nell'acqua, e si disecca in una massa salina gialla. Meschiato con un eccesso d' idrato molibdico, trasformasi in un sale meno solubile, che offresi sotto forma d'una polvere bruna, solubile negli alcali. Il sale doppio solubile viene precipitato in arancio dalla infusione di noce di galla, e la dissoluzione acquista un color rancio carico. La tinta del precipitato e quella del liquido differiscono dal colore che offre la infusione di noce di galla cogli altri sali molibdici.

Succinato molibdico. Comportasi come l'acetato in tutto ciò che si disse intorno ad esso.

Arseniato molibdico. Precipitasi meschiando il cloruro molibdico con un arseniato. Sciogliendo l'idrato nell'acido arsenico, ottiensi un sale acido. Quest'ultimo ha molta tendenza a divenire azzurro, anche durante l'evaporazione spontanea. L'ammoniaca caustica lo scioglie in rosso carico; la soluzione, abbandonata a sè stessa, nulla depone, e a poco a poco scolorasi.

Cromato molibdico. 1°. *Cromato neutro.* Disciogliesi in giallo chiaro nell'acqua. La soluzione fornisce, evaporata spontaneamente, pagliette cristalline bianche o leggermente giallastre, oppure aghetti efflorescenti; il sale perfettamente secco è bianco.

2o. *Surcromato molibdico.* È solubile in bruno nell'acqua, e diseccasi in una massa salina, bruna, non cristallina, d'un aspetto efflorescente. Questa massa disciogliesi nell'acqua senz'alterarsi.

5°. *Sottocromato molibdico.* Precipitasi quando si versa l'ammoniaca caustica nella dissoluzione d'uno dei sali precedenti. Forma una massa fioccosa, grigio-giallastra, insolubile nell'acqua.

Tunstato molibdico. Mescendo una dissoluzione concentrata di tunstato ammonico col cloruro molibdico, ottiensi una dissoluzione di un bellissimo color porpora e d'una tinta sì carica, che appena offre qualche trasparenza, veduta agli orli estremi. Allungandola con acqua, il colore appare in tutta la sua bellezza. Se meschiasi la dissoluzione concentrata con una dissoluzione pur concentrata di sale ammoniaco, la combinazione purpurea precipitasi, ed il liquor non conserva che una leggera tinta porporina. Il precipitato si può lavare sul feltro, dapprima con una dissoluzione di sale ammoniaco, poi con ispirito di vino della densità di 0, 86 che non lo discioglie; si spreme poscia e diseccasi ad un mite calore. Forma una massa d'un porpora carico, che non si altera all'aria, e disciogliesi senza residuo nell' acqua. Una soluzione diluita di tunstato molibdico, abbandonata a sè stessa in un vase piatto, a poco a poco impallidisce, e diviene senza colore dopo qualche tempo. Allora il liquore contiene una dissoluzione di tunstato ipermolibdico. La dissoluzione purpurea viene decomposta dalla soda, che precipita l'ossido molibdico; l'ammoniaca, al contrario, fa sparire il colore, senza che al primo momento si formi un precipitato. Ma poscia precipitasi a poco a poco una polvere salina bianca. Questa polvere formasi istantaneamente quando si versa l'ammoniaca sul sale precipitato dal sale ammoniaco. Quest'è un sale basico, insolubile nell'acqua e composto di tunstato ammonico e di tunstato molibdico. La soda caustica decompone questo sottosale, lasciando dell'ossido molibdico che non tarda a sparire tosto che l'aria vi penetra.

C. *Sali ipermolibdici (sali a base di acido molibdico).*

Solfato ipermolibdico. Forma una dissoluzione gialla, che si disecca in una massa giallo-citrina, imperfettamente solubile nell' acqua. All'aria questa massa liquefassi, ed i cristalli dispaiono. Se si fa bollire la soluzione saturata con un eccesso di acido molibdico, ottiensi un liquido torbido e latteo, che al fuoco diviene gelatinoso, e depone una sostanza fioccosa, giallo-chiara, che puossi paragonare ad un sale basico. Questa sostanza disciogliesi nell'acqua fino ad un certo punto, ma è insolubile nello spirito di vino, che la colora in verde.

Nitrato ipermolibdico. L'acido nitrico non sembra formare coll'acido molibdico una combinazione che si possa ottenere sotto forma solida.

Fosfato ipermolibdico. Se s'introduce nell'acido fosforico dell'acido molibdico ancor umido, questo diviene all'istante d'un giallo-cedro e poscia disciogliesi al fuoco. Il liquore feltrato è senza colore e lascia, dopo l'evaporazione, una massa limpida viscosa, che traccia non offre di cristallizzazione, e il cui sapore è moltissimo astringente. Questa massa disciogliesi facilmente nell'acqua e nell'alcoole. La soluzione alcoolica è gialla, diviene azzurra durante l'evaporazione, e lascia un residuo bruno, opaco, solubile in azzurro nell'acqua. Facendo digerire un eccesso di acido molibdico nell'acido fosforico, questo precipitasi e forma coll'acido molibdico un sale giallo-citrino, che non si discioglie punto nell'acqua, e può risguardarsi come un sale basico.

Ossalato ipermolibdico. Lo si ottiene facilmente facendo digerire un miscuglio dei due acidi. La soluzione è senza colore, e nemmeno un eccesso di acido molibdico la colora. La soluzione evaporata fornisce una gelatina senza colore, che diviene cristallina,

nè si disecca maggiormente. Il sale disciogliesi completamente con lo spirito di vino; la dissoluzione è gialla.

Il *biossalato potassico* forma coll'acido molibdico un sal doppio, che non cristallizza.

Borato ipermolibdico. L'acido borico scioglie l'acido molibdico mediante l'ebollizione. Adoprando un eccesso di acido molibdico, questo diviene opaco e viscoso come la terebentina. La soluzione diviene lattea col raffreddamento. Il liquore feltrato è senza colore e lascia coll'evaporazione un sale cristallizzato, scolorito. L'alcoole decompone i cristalli, separa una polvere gialla, e discioglie l'acido borico con una piccolissima porzione d'acido molibdico.

Acetato ipermolibdico. Lo si prepara sciogliendo l'acido molibdico mediante l'ebollizione nell'acido acetico. Un eccesso del primo acido rende la dissoluzione torbida e lattea. Il liquore chiarificato fornisce, dopo l'evaporazione, una gelatina scolorita, che divien gialla, senza ulteriormente diseccarsi, screpola e si riduce in una grossa polvere gialla. Questa polvere sciogliesi in piccola quantità nell'acqua; la soluzione è gialla.

Tartrato ipermolibdico. Questo sale è senza colore e non cristallizza. Nei miei sperimenti la soluzione divenne sempre azzurra durante l'evaporamento. Non posso decidere se ciò dipendesse da qualche impurezza contenuta nell'acido tartrico. La combinazione disciogliesi completamente nell'alcoole.

Il *bitartrato potassico* è il miglior dissolvente per l'acido molibdico, e scioglie colla ebollizione anche l'acido fuso e sublimato. La soluzione diseccasi in una massa gommosa.

Succinato ipermolibdico. Per ottenerlo, basta far digerire nell'acqua un miscuglio de'due acidi. La soluzione è senza colore, e lascia, dopo l'evaporazione, de'cristalli gialli. L'alcoole separa da questi cristalli una polvere gialla, e non iscioglie, per dir così, che acido succinico.

Arseniato ipermolibdico. Lo si ottiene come il sale precedente.

Forma una dissoluzione senza colore ed un sal basico giallo-citrino. La dissoluzione cristallizza evaporata a consistenza di sciloppo. Lo spirito di vino decompone i cristalli e ne separa una sostanza bianca e fioccosa, che da ultimo, per altro, si scioglie. Evaporando la dissoluzione, diviene azzurra, e non cristallizza più colla diseccazione.

Cromato ipermolibdico. L'acido cromico scioglie l'acido molibdico coll'ebollizione. La dissoluzione è gialla. Se vi si aggiunge un eccesso di acido molibdico, questo trasformasi in una gelatina gialla ed opaca. La dissoluzione feltrata e svaporata lascia una vernice giallo-brunastra, trasparente, non atta a cristallizzare. L'acqua decompone questa vernice in un corpo brunastro, solubile, e in una polvere gialla pallida meno solubile, che finalmente disciogliesi, richiedendo, per altro, una maggiore quantità d'acqua.

Il molibdeno forma anche una classe di ossisali che si distinguono pel loro colore azzurro intenso, e debbonsi considerare come sali doppi, nei quali l'acido e l'ossido molibdici fanno l'ufficio di base. Questi sali non vennero peranco sottoposti ad un esame particolare.

D. *Solfosali di molibdeno.*

Il solfuro molibdico, vale a dire il solfuro la cui composizione è proporzionale a quella dell'ossido molibdico, si unisce per via umida ai solfidi, e forma con essi dei solfosali, non peranco studiati. Finora non si pervenne a ottenere un solfuro corrispondente all'ossido molibdoso.

XXXVIII. *Sali di cromo.*

Sembra che il cromo possegga due serie di sali; i *sali cromici* che si distinguono pel loro color verde, ed i *sali surcromici*, rossi,

e finora sconosciuti. I sali cromici hanno un sapore dolciastro, astringente; la potassa gli precipita in grigio-verdastro, il cianuro ferroso-potassico, in verde, e l'infusione di noce di galla, in bruno.

A. *Sali aloidi di cromo.*

Cloruro cromico. Lo si ottiene riscaldando lentamente il solfuro di cromo in una corrente di cloro; oppure (ed allora è più puro) facendo roventare, in una corrente di cloro, un miscuglio perfettamente secco di ossido cromico e carbone. A poco a poco si solleva un sublimato cristallino d'un bellissimo colore fior di pesco. Veduto in istrati sottili, questo sale è trasparente ed ha lo stesso colore; in istrati densi, è opaco. Si può stenderlo alla superficie della pelle come la polvere di talco. L'acqua lo scioglie con una estrema lentezza: la soluzione è d'un verde-smeraldo, e perfettamente somiglia a quella che ottiensi sciogliendo l'idrato cromico nell'acido idroclorico. Con una rapida diseccazione, mediante il calore, svolgesi dell'acido e dell'acqua; ma, evaporando la soluzione con qualche precauzione, si ottiene una polvere verde o quasi nera, che diviene d'un rosso carico quando scacciasi l'acqua ch'essa contiene, e si sublima al calor rovente senza provare alterazione, operando fuori del contatto dell' aria.

Cloruro surcromico. Questo sale producesi quando si discioglie l'ossido surcromico nell'acido idroclorico. La soluzione è rossa, e conservasi senza alterarsi, ma quando fassi bollire od abbandonasi all'evaporazione spontanea, essa si decompone, svolge del cloro, e lascia un cloruro cromico.

Clorido cromico. È liquido. Per prepararlo, si fa fondere un miscuglio di sale marino decrepitato e di bicromato potassico; si frange la massa fusa in grossi pezzi, che introduconsi in una storta a lungo collo guernita di un recipiente, e ci si versa sopra dell'acido solforico fumante. Riscaldando lentamente il miscuglio, tutto l'apparato riempiesi d'un gas rosso, che si condensa e distilla facilmente e ab-

bondantemente. Il clorido cromico offresi sotto forma di un liquido di color rosso di sangue, che sembra nero alla luce riflessa. All' aria spande fumi abbondanti; è volatilissimo; il suo vapore ha lo stesso colore di quello dell'acido nitroso. Versato nell'acqua, cade al fondo del vase, e rimane alcuni momenti senza unirsi con essa, indi vi si discioglie. Mentre la dissoluzione si opera, svolgesi molto calore; il liquido entra in ebollizione, e si veggono sollevarsi alcune grosse bolle di gas acido idroclorico, cui l'acqua assorbe con uno strepito particolare; nel tempo stesso l'acqua viene colorita in giallo dall'acido cromico formatosi. Evaporando la soluzione così ottenuta, svolgonsi vapori acidi d'un giallo-rossastro, e alla fine rimane una massa brillante, non cristallina, di color bruno-nerastro; questa massa contiene del cloruro e dell'acido cromico, e si discioglie nell'acqua con isvolgimento di gas cloro.

Il clorido cromico intacca il mercurio ed il solfo, e detona col fosforo; il carbone, al contrario, non lo altera. Discioglie il gas cloro, e, secondo Dumas, diviene in tal caso quasi solido, bruno, e si decompone con una sorta di esplosione quando vi si aggiunge dell'acqua. Scioglie anche l'iodo.

Non si conosce *ioduro di cromo.*

Fluoruro cromico. Questo sale ha origine quando si scioglie l'ossido cromico nell'acido idrofluorico. Dopo l'evaporazione ottiensi una massa salina, cristallina, verde, che si discioglie nell'acqua senza residuo.

I sali doppii che forma il *fluoruro cromico* coi fluoruri potassico, sodico e ammonico, sono verdi, polverosi, poco solubili nell' acqua.

Fluoruro surcromico. Lo si ottiene sciogliendo nell' acido idrofluorico l'ossido surcromico ben lavato. La soluzione è rossa, e diseccasi in un sale d'un color roseo-pallido, che si discioglie senza alterarsi nell'acqua, la cui dissoluzione viene precipitata in bruno dall' ammoniaca.

Fluorido cromico. Lo si prepara meschiando un cromato anidro collo spatofluore e coll' acido solforico (l' acido fumante meglio conviene in tale operazione), e distillando il miscuglio ad un lieve calore in un vaso di platino o di piombo. Trattando della preparazione dell' acido cromico (p. 458 volume I, parte II) ho indicato le proporzioni e le precauzioni ch' è necessario di usare; specialmente bisogna evitare qualunque umidità. Il fluorido cromico venne nel 1824 scoperto da Unverdorben. Lo si ottiene sotto forma di gas, ma è difficile raccorlo, poichè intacca facilmente i vasi. Facendolo passare attraverso tubi di piombo o di platino raffreddati artificialmente, condensasi in un liquido rosso di sangue che spande vapori, e trasformasi in gas ad una bassa temperatura. Al contatto dell' aria, il fluorido gasoso forma un fumo denso, ch' è giallo esternamente e rosso all' interno, il che proviene dell'acido cromico precipitato dall'umidore atmosferico. Questo gas non puossi raccogliere che in vasi di platino, per esempio, in un crogiuolo di platino pieno di mercurio e rovesciato sulla tinozza a mercurio; è dunque impossibile studiare le sue proprietà ed osservare l' azione ch' esso esercita sui reagenti. Raccogliendolo in vasi di vetro sul mercurio, il vetro diviene rosso e semitrasparente, ed il gas si trasforma in gas fluorido silicico, mentre deponesi dell' acido cromico alla superficie del vetro. In tal caso, non deponesi acqua, il che prova che essa non entra nella composizione di questo gas. Raccolto il gas sul mercurio in provini la cui parete interna sia coperta di una vernice trasparente di resina, si vede che il gas è rosso, come il gas acido nitroso. Ma dopo qualche tempo la resina comincia ad assorbire una certa quantità di gas, e allora perde la sua trasparenza e divien rossa. Del resto, passano spesso molte ore prima che l' azione del gas penetri fino al vetro. Il mercurio assorbe una piccola quantità di questo gas che lo rende polveroso, ed appanna la sua superficie; ma quest'azione è molto più debole quando il mercurio è scevro d'umidore. Il gas ammoniaco, che si fa entrare nel gas fluorido cromico, si decompone con una debole

esplosione. Se, al contrario, si fa giungere il gas fluorido nel gas ammoniaco, la prima bolla produce una esplosione forte, e quella prodotta dalla seconda è a pena sensibile; le altre non ne producono più; il che deriva perchè la prima esplosione decompone la maggior parte del gas in gas idrogeno e gas nitrogeno. Per la esplosione l' intonaco resinoso ricopresi d' una massa grigia, la cui natura non fu possibile determinar con certezza. S' ignora dunque se il fluorido cromico combinasi coll' ammoniaca per produrre un sale analogo a quelli prodotti dai gas fluorido borico e fluorido silicico. Peraltro Unverdorben assicura di avere ottenuto un simile sale. Parlando dell' acido cromico io ho ricordato la decomposizione del gas fluorido cromico coll' acqua. Se riempionsi di questo gas vasi di pombo o vasi di vetro verniciati di resina internamente, e gli si lascino all' aria senza otturarli, il loro orificio riempiesi d' una bellissima vegetazione di acido cromico cristallizzato, derivante dall' azione dell' aria sul gas, e a poco a poco ritrovasi in suo luogo ne' vasi di piombo altrettanta aria atmosferica, il cui umidore decompone tutto il fluorido. Esperimentando su questo gas, è difficile guarentirsi dai vapori che formansi, per guisa di non inspirarne. Non è pericoloso a dir vero in piccolissime porzioni; ma è sempre d' uopo andar cauti, poichè alcune ore dopo che lo si ha inspirato, ci assale d' ordinario una tosse ostinata con forte irritazione alla trachea.

Il *cianuro cromico* non è conosciuto allo stato isolato, ma si sa che questo sale entra nella composizione di varii cianuri doppii. Nessuno di questi sali venne accuratamente studiato.

Solfocianuro cromico. Questo sale è insolubile nell' acqua.

B. *Ossisali di cromo.*

Solfato cromico. Questo sale è solubile nell' acqua; ma non si discioglie dopo essere stato seccato e lentamente calcinato.

Solfato cromico-potassico. Questo sal doppio si ottiene quando si

mescono i due sali. La soluzione, unita ad un poco di acido solforico, ed abbandonata all' evaporazione spontanea, fornisce cristalli ottaedrici che, veduti per trasparenza, sono d' un color porpora carico. I cristalli voluminosi sono neri. Questo sale disciogliesi lentamente nell' acqua. La soluzione è di un azzurro medio, ed acquista un color verde riscaldata da' 60 agli 80°. In tal caso, i due sali si separano, e colla evaporazione del liquore, o spontanea, od operata mediante il calore, si ottengono cristalli di solfato potassico circondati da una massa gommosa verde. Se, al contrario, si abbandona il liquore azzurro alla evaporazione spontanea, si ottengono cristalli di solfato cromico-potassico. Fischer fu il primo che osservò il fatto singolare che questo sale doppio viene decomposto dal calore, e più non si rigenera. Secondo lo stesso chimico, il miglior metodo per ottenere il solfato cromico potassico è mescere tre parti di una dissoluzione saturata di cromato-potassico neutro, prima con una parte di acido solforico concentrato, poi con due parti di alcoole, che aggiungesi in piccole porzioni al miscuglio di cromato e di acido. Il liquore riscaldasi, formasi dell' etere, ed il sale cristallizza durante il raffreddamento del liquido. Questo sale doppio si fonde nella sua acqua di cristallizzazione in una massa verde carica, che trae al lillà, dopo essere stata privata di tutta la sua acqua ed esposta ad un lieve calore rovente. Dopo la calcinazione, il solfato cromico-potassico sembra essere insolubile nell' acqua. Fischer assicura che esso non viene nè meno più disciolto dagli acidi, e che se l' acido solforico bollente ne scioglie una piccola quantità, parte del sale disciolto deponesi col raffreddamento, e parte allorchè si allunga la soluzione con acqua. Questo sale doppio potrebbe addimandarsi allume di cromo; poichè è composto come l' allume e se sostituissesi il cromo all' alluminio, si avrebbe un allume cristallizzato. Quindi esistono finora quattro ossidi isomorfi che formano, colla potassa e coll' acido solforico, sali analoghi all' allume; questi ossidi sono l' allumina, gli ossidi manganico, ferrico e cromico.

Solfito cromico. L' acido solforoso in soluzione acquosa discioglie facilmente l' idrato cromico.

Nitrato cromico. E' verde, disciogliesi facilmente nell' acqua, decomponesi quando lo si calcina, e lascia dell' ossido cromico verde. L' acido nitrico non trasforma l' ossido cromico in acido nè meno con una reiterata ebollizione. Quando il miscuglio contiene un alcali, massime dell' ammoniaca, si svolge del gas ossido nitrico, quando concentrasi l' acido, e la dissoluzione diviene rossa. Gli alcali versati in questa dissoluzione precipitano dell' ossido surcromico rosso-bruno. Si può anche ottenere questo sale rosso calcinando il nitrato cromico ad un dolce calore, in guisa di no 'l decomporre completamente.

Fosfato cromico. E' d'un verde-smeraldo, e disciogliesi facilmente in un eccesso di acido.

Fosfito cromico. Lo si ottiene per doppia decomposizione, specialmente riscaldando il liquore. E' una polvere voluminosa verde, che svolge del gas idrogeno quando riscaldasi.

Carbonato cromico. Non si pervenne tuttavia ad ottener questo sale. Il precipitato grigio-verdastro che formasi quando si versa un carbonato alcalino nella dissoluzione d' un sale cromico neutro, è una combinazione di carbonato bicromico e d' idrato cromico. In questo composto la base è ugualmente scompartita fra l' acqua e l' acido carbonico; l' ossigeno dell' acido è uguale alla metà, e quello dell' acqua uguale al quarto dell' ossigeno dell' ossido cromico.

Ossalato cromico. E' un sale solubilissimo, la cui dissoluzione, veduta in massa, trae al rosso-amatista.

Tartrato cromico. Somiglia perfettamente al sale precedente.

Acetato cromico. E' un sal verde, solubile, che forma una crosta salina, confusa, quando si evapora la sua dissoluzione.

C. *Solfosali di cromo.*

Il solfuro cromico, vale a dire il solfuro proporzionale all' ossido cromico, forma coi solfidi de' solfosali particolari. Il solfuro cromico è una debole solfobase.

Solfocarbonato cromico. Forma un precipitato grigio-verdastro, tanto somigliante all' idrato cromico da non poterlo distinguere al semplice aspetto. Stillato, fornisce del solfido carbonico, e lascia del solfuro cromico bruno che arde vivacemente, e convertesi in ossido cromico quando calcinasi al contatto dell' aria.

Solfarseniato cromico. Allo stato neutro e allo stato basico questo sale è d' un giallo lordo, e, dopo la diseccazione, d' un arancio impuro.

Solfarsenito cromico. E' un precipitato di un giallo-grigiastro lordo, che, diseccato, è di un giallo traente al verde. E' fusibile, e fornisce, fondendosi, un solfido arsenioso. La massa fusa è di un grigio carico, brillante, e fornisce una polvere grigio-nerastra, traente un poco al verde. Ad una temperatura più elevata, abbandona nuova quantità di solfido arsenioso, e per residuo lascia una massa polverosa grigia, che rassomiglia al solfuro cromico, acquista una politura sotto il pistello, sembra fina al tatto, e distendesi sovra la pelle. Questo è ancora un solfarsenito. Scaldato all' aria, s'infiamma, e colla combustione trasformasi in ossido cromico, isvolgendo dell' acido solforoso e dell' acido arsenioso.

Solfomolibdato cromico. E' un precipitato bruno carico, che acquista, colla diseccazione, una tinta verdastra.

Ipersolfomolibdato cromico. Precipitato rosso carico.

Solfotunstato cromico. Lo si prepara per doppia decomposizione. Disciogliesi in bruno-verdastro nell' acqua. Quando la dissoluzione è concentrata, una parte del sale deponesi sotto forma d' un precipitato bruno-verdastro fioccoso.

XXXIX. *Sali di vanadio* (1).

Il vanadio fornisce sei serie di sali; e sono: 1.° degli ossisali, in cui l' ossido vanadico è la base e degli alosali corrispondenti; 2.° degli ossisali, in cui l' acido vanadico è la base e degli alosali corrispondenti; 3.° degli ossisali, in cui l' ossido vanadico è l' acido, cioè dei vanaditi; 4.° dei vanadati; 5.° dei solfovanaditi; 6.° dei solfovanadati.

A. Sali in cui il vanadio è l' elemento elettropositivo.

1° *Sali in cui l' ossido vanadico è la base, e alosali corrispondenti. Sali vanadici.*

La dissoluzione di questi sali è, salvo poche eccezioni, d' un azzurro bellissimo. Allo stato solido e con acqua di combinazione, sono d' un azzurro carico o chiaro, talvolta verdastro. Senz' acqua, sono comunemente bruni, talora anche verdi. Le dissoluzioni dei sali bruni e dei sali verdi sono, peraltro, azzurre. Il loro sapore è astringente ed un poco dolciastro, a simiglianza dei sali ferrosi. Per la più parte sono solubili nell' acqua. Gli alcali caustici vi producono un precipitato, da prima bianco-grigiastro, poi bruno-epatico:

(1) Il vanadio, al pari del torio, venne scoperto dopo la pubblicazione del primo volume, sì che non trovasi citato ne' luoghi rispettivi di quest' opera. Ma, al fine della Chimica inorganica, aggiunse l' insigne autore un compiuto trattato su questo nuovo metallo, per cui ho potuto, nella presente versione, porlo ultimo dei metalli elettronegativi cui appunto appartiene, dopo il cromo. Avrei dovuto pure collocare al lor posto i sali vanadici; e, non avendolo fatto, voglio dirne il perchè. Il vanadio, combinandosi con sostanze più elettropositive di esso, sarebbe stato necessario inchiudere fra gli acidi i due ossidi che, facendo l' ufficio di acido vanadioso e di acido vanadico, costituiscono dei vanaditi e dei vanadati. Ma degli ossidi elettropositivi componenti i sali erasi allora stampato. Porrò, per altro, a suo luogo la calcolazione del peso dell' atomo del vanadio, dopo quella degli altri atomi. (D.)

un eccesso di alcali discioglie il precipitato in color bruno. L' ammoniaca in eccesso produce un precipitato bruno e il liquido si scolora. I carbonati producono precipitati d' un grigio bianco. I sali vanadici non vengono intorbidati dal solfido idrico. I solfoidrati vi cagionano un precipitato nero il quale viene disciolto da un eccesso del precipitante, e il liquore acquista una bella tinta porporina; il cianuro ferroso-potassico ci origina un precipitato d' un giallo di cedro che inverdisce all' aria. Colla infusione di noci di galla ottiensi un precipitato d' un azzurro sì intenso, che sembra nero.

Alosali vanadici. Cloruro vanadico. Non fu possibile ottener questo sale allo stato anidro. Non si può produrlo facendo passare il vapore del clorido vanadico sopra un miscuglio di sottossido di vanadio e di carbone riscaldato al calore rovente. Il solfato vanadico, seccato quanto è possibile e meschiato al cloruro potassico, ritiene tutto il vanadio, anche dopo fusa la massa salina. Sembra che il vanadio si converta in acido a scapito dell' acido solforico. Ma si ottiene bensì facilissimamente questo cloruro combinato coll' acqua. Se si scioglie l' acido vanadico nell' acido idroclorico concentrato e questa dissoluzione riscaldisi, si svolge del cloro; ma, facendola digerire col sottossido di vanadio o col vanadio, si ottiene del cloruro scevro di clorido. Perviensi al risultato medesimo aggiungendo alla dissoluzione un poco di zucchero, di solfido idrico o di alcoole. La dissoluzione ha un bel colore azzurro. Se, per l'opposto, si versi dell' acido idroclorico concentrato sopra l' ossido vanadico preparato colla calcinazione del vanadato ammonico in vasi chiusi, si ottiene una dissoluzione bruno-nerastra. Nel tempo stesso svolgesi un poco di cloro, per effetto della decomposizione d' un poco di acido vanadico. Il liquido bruno, saturato possibilmente di ossido e abbandonato all' evaporazione spontanea, concentrasi fino un certo punto, ma non si disecca. Diluito con acqua, conserva il suo color bruno; evaporato mediante il calore, diviene azzurro a poco a poco completamente. Questo mutamento si opera all' istante quando si ag-

giunge al liquido, ancorchè concentrato, dell' acido solforico; e in tal circostanza non havvi formazione di precipitato, nè svolgimento di gas. Sembra che il cloruro bruno non differisca dal cloruro azzurro, che nel ritrovarsi in un altro stato isomerico, cui l' acido solforico cangia all' istante. Il cloruro azzurro concentrasi a poco a poco, ed in istrati sottili diseccasi, lasciando una vernice bruna che non più si discioglie completamente nell'acqua. Evaporato ad un mite calore, convertesi del tutto in una massa bruna ch' è un cloruro basico. Non offre alcun indizio di cristallizzazione. Il cloruro vanadico concentrato può mescersi coll' alcoole anidro senza venirne precipitato. L' ammoniaca vi origina un precipitato grigio-verdastro, che puossi lavare senza che si disciolga, e sembra essere un cloruro basico contenente dell' ammoniaca.

Bromuro vanadico. Questo sale comportasi per tutti i riguardi come il cloruro azzurro. L' acido idrobromico discioglie l' ossido vanadico anidro; la dissoluzione è azzurra. Il bromuro concentrato, meschiato coll' alcoole anidro, rappigliasi dopo alcuni momenti in gelatina, poichè l' alcoole s' impadronisce dell' acqua; ma ritorna liquido a misura che l' alcoole si evapora. Seccato, diviene bruno, e si ridiscioglie quasi del tutto nell' acqua. L' ammoniaca ne precipita un cloruro doppio basico, grigio-verdastro.

Ioduro vanadico. La sua dissoluzione è azzurra come quelle dei sali precedenti, ma prontamente inverdisce all'aria. Colla evaporazione spontanea rappigliasi in una massa semi-liquida, bruna, che, diluita con acqua, è d' un bruno-nerastro. L' acido solforico ne svolge allora dell' iodo. Sembra contenere un miscuglio di vanadato vanadico e d' iodido iodurato di vanadio. Non l' ho esaminato più oltre.

Fluoruro vanadico. Allo stato di soluzione è azzurro. Seccato è bruno, e disciogliesi di bel nuovo nell' acqua. Abbandonato alla evaporazione spontanea, fornisce uno sciloppo verdastro, nel quale si formano de' cristalli verdastri. In questo stato è solubile nell' alcoole anidro che non ristabilisce il suo colore azzurro primitivo. Il solfido

idrico lo riconduce facilmente all' azzurro. Questo fluoruro combinasi coi fluoruri alcalini, coi quali forma de' sali doppii di un azzurro chiaro, solubilissimi nell' acqua e insolubili nell' alcoole.

Fluoruro silicico-vanadico. La soluzione azzurra, evaporata alla temperatura di 60°, fornisce un residuo azzurro, chiaro, rigonfiato. Colla evaporazione spontanea inverdisce, e comportasi come il fluoruro.

Cianuro vanadico. Trattando l' idrato vanadico coll' acido idrocianico, diviene bruno, e puossi lavarlo senza che divenga verde o si disciolga. In seguito io l' ho trattato col cianuro potassico; esso vi si disciolse, ma il liquido spontaneamente evaporato non fornì che un vanadato potassico neutro, esalante sempre l' odore di acido idrocianico.

Il *cianuro ferroso-vanadico* si precipita sotto forma d' una massa voluminosa, d' un bel giallo di cedro, traente pochissimo al verde. Non viene menomamente disciolto dagli acidi diluiti. All' aria, diventa di un bel verde.

Il *cianuro ferrico-vanadico* precipitasi allo stato di massa gelatinosa d' un verde-giallastro.

Ossisali vanadici. Solfato vanadico. Ottiensi questo sale sciogliendo l' acido o l' ossido vanadico (quali si ottengono calcinando il vanadato ammonico) nell' acido solforico, mesciuto con eguale quantità d' acqua, e facendo passare nella dissoluzione allungata con acqua una corrente di gas solfido idrico, per ripristinare perfino le ultime tracce di acido vanadico sciolto. A tal uopo si può adoperare l' acido ossalico. Si evapora il liquido finchè l' eccesso di acido solforico cominci a concentrarsi; il sale allora deponesi sotto forma di una crosta cristallina, trasparente, d' un azzurro lordo. Si fa sgocciolar l' acido, e per togliere l' eccesso d' acido di cui il sale è imbevuto, lavasi coll' alcoole anidro. A poco a poco il sale rigonfiasi, e si riduce in una polvere cristallina, leggera, d' un azzurro oltramare; lavasi coll' alcoole anidro, cui sempre colora in azzurro, benchè non vi si sciolga che in piccolissima quantità. Poi si disecca ponen-

dolo sotto una campana, vicino un vase contenente acido solforico o cloruro calcico. Sembra che esista una essenziale differenza fra il sale cristallizzato nell' acido concentrato ed il sale azzurro polveroso. Non mi è noto peraltro in che consista. E' probabile sia il primo un sursale; poichè la polvere azzurra da me analizzata è un solfato neutro. Sotto questa forma il solfato vanadico pare poco solubile nell' acqua fredda; vi si diluisce dapprima e non si discioglie che con una estrema lentezza; ma nell' acqua calda disciogliesi prontamente. D' altra parte, è deliquescente, e se lasciasi esposto all' aria umida e calda, forma in poche ore uno sciloppo, mentre la stessa quantità di solfato conservata sott' acqua rimane quasi del tutto indisciolta. E' molto difficile ottener questo sale in cristalli regolari. Il miglior metodo per farlo cristallizzare è lasciar cadere in deliquescenza il solfato secco, e poscia abbandonarlo a sè stesso per alcune settimane. Un piccolissimo eccesso di acido favorisce sovente l'esperimento, il quale mai non riesce se il tempo è umido. I cristalli la maggior parte consistono in un aggregato di prismi; e io ne ottenni in semplici prismi cortissimi, retti e a base romboidale, aventi piccole faccette triangolari oblique alle sommità di ciascun angolo acuto. Il lor colore è il bello azzurro del solfato rameico, forse un poco più carico. Questo sale contiene 17,9 per cento di acqua il cui ossigeno sta a quello della base come 2 : 1. Quest' è pure la composizione della polvere precipitata dall' alcoole. Il solfato vanadico decomponesi al fuoco. L' ossido si converte in acido vanadico a scapito dell' acido solforico; svolgesi dell' acido solforoso e dell' acido solforico anidro, e rimane dell' acido vanadico fuso. Se si fa digerire coll' idrato vanadico una dissoluzione un po' concentrata di solfato, l' idrato disciogliesi, e si ottiene un sottosale solubile che coll' evaporazione spontanea diseccasi in una vernice azzurra e trasparente, che diviene bruna e perde dell' acqua quando riscaldasi fino a 100°. L' acqua lo ridiscioglie; ma la soluzione, esposta lungo tempo all' influenza dell' aria, inverdisce, ed il sale trasformasi finalmente in va-

nadato vanadico, che si depone, e lascia il sale neutro azzurro allo stato di dissoluzione concentrata.

Solfato vanadico-potassico. Lo si ottiene meschiando nelle debite proporzioni le soluzioni de' due sali neutri. Il sal doppio non cristallizza, ma si disecca in una massa gommosa, d' un azzurro chiaro che non offre vestigio di cristallizzazione.

Nitrato vanadico. L' acido nitrico scioglie il vanadio, il sottossido e l' ossido; la dissoluzione ha un colore azzurro che non viene alterato dall' ebollimento; ma disciogliendo l' idrato vanadico fino a saturazione completa nell' acido nitrico, e abbandonando la soluzione all' evaporamento spontaneo, il liquore, giunto ad un certo grado di concentrazione inverdisce, ed al punto della diseccazione completa l'acido si decompone e lascia dell'acido vanadico che ritiene una piccola quantità d' acido nitrico combinato.

Fosfato vanadico. Il sal neutro fornisce uno sciloppo azzurro che non cristallizza, ed il quale, diseccandolo mediante il calore, diviene bianco e rigonfiasi come l' allume seccato al fuoco. Al rovente bianco si ritonda e si agglomera, ma non si fonde. Allora è di un color carico, completamente insolubile nell' acqua. Puossi ottenere il fosfato in piccoli cristalli azzurri e tenui, mescendolo con un certo eccesso di acido fosforico, e facendo evaporare il liquido alla temperatnra di 50°. Dopo qualche tempo ritrovasi il sale neutro cristallizzato in un' acqua-madre senza colore ch' altro non è salvo un acido fosforico concentrato, e che si può togliere coll'alcoole. All' aria i cristalli cadono prontamente in deliquescenza. Meschiando una dissoluzione concentrata di fosfato vanadico con l' alcoole anidro, formasi un precipitato gelatinoso azzurro-grigiastro, che, lavato coll' alcoole e diseccato, è quasi bianco, e non si altera all' aria. Non si discioglie completamente nell' acqua e sembra essere un sottosale.

Arseniato vanadico. Una dissoluzione di questo sale contenente un eccesso di acido arsenico fornisce coll' evaporamento una

crosta composta di piccoli grani cristallini d'un azzurro chiaro, che si possono scevrare benissimo dell' acido eccedente lavandoli coll' acqua. Si disciolgono nell' acqua anche calda e inacidita con acido arsenico, tanto lentamente per altro che si crederiano insolubili: tuttavia l' acqua può tenerne abbondantemente in dissoluzione. L' acido idroclorico gli scioglie con prontezza. Se saturasi l' acido arsenico coll' idrato vanadico, ottiensi una soluzione concentratissima, che, coll' evapo razione, fornisce, da una parte del sale cristallizzato neutro, dall'altra parte una massa gommosa, che sembra un sottosale. L' alcoole esercita su la soluzione d' arseniato l' azione stessa che esercita su quella del fosfato.

Borato vanadico. Una dissoluzione di borace precipita i sali vanadici in grigio-brunastro. Questo precipitato disciogliesi in un eccesso di acido borico. La dissoluzione è azzurra, ma presto inverdisce all' aria. Se vuolsi ricondurre all' azzurro una simile soluzione, facendovi passare una corrente di solfido idrico, questa converte l' ossido vanadico in solfido vanadioso, che rimane disciolto nell'acido borico, e colorisce il liquore in bruno intensissimo. L'acido solforico precipita immediatamente questa soluzione, ed il precipitato è un solfido vanadioso. Esposto al contatto dell' aria all' evaporazione spontanea, il liquido subitamente inverdisce, e lascia infine un miscuglio solido bruno-verdastro di solfato e di vanadato vanadici, di solfo e d' acido borico in pagliette cristalline.

Carbonato vanadico. Sembra che non si possa ottener questo sale per via umida. Ho detto più sopra che il precipitato formato dai carbonati alcalini nei sali vanadici consiste in un idrato scevro d' acido carbonico, o non ne contiene che tracce; la esistenza dell'acido carbonico dipende da circostanze accidentali, come avviene per gli ossidi del cobalto e del nichelio.

Silicato vanadico. Preparato per doppia decomposizione, questo sale forma un precipitato grigiastro che inverdisce colla diseccazione. L' acqua non iscioglie punto la polvere verde.

Molibdato vanadico. Mescendo il solfato vanadico col molibdato ammonico, tutti e due sciolti, ottiensi un liquido d' un bel color porporino simile a quello del tunstato molibdico. Dietro ciò io credeva che vi fosse scambio di ossigeno, e formassesi un vanadato molibdico. Ma quando meschiasi un sale molibdico col vanadato ammonico, esso diviene giallo e non porpora. Il color porpora a poco a poco svanisce all' aria; passa dapprima all' azzurro, indi al verde ed infine al giallo senza che il liquido rimanga intorbidato.

Tunstato vanadico. Questo sale precipitasi sotto forma d' una polvere giallo-brunastra. Disciogliesi in una certa quantità di acqua, e quando lo si lascia nel liquido, si diluisce senz' aggiunta di acqua a misura che l' ossido vanadico si acidifica. La dissoluzione contiene alla fine una combinazione gialla dei due acidi.

Cromato vanadico. L' acido cromico puro discioglie l' idrato vanadico. Mediante l'evaporamento spontaneo, la dissoluzione, che è d' un giallo brunastro, lascia una vernice bruna e polita senza traccia di cristallizzazione. Questa vernice non si ridiscioglie completamente nell' acqua, e la nuova dissoluzione è gialla. Il solfido idrico ne precipita una massa verdastra, ed il liquido si scolorisce.

Ossalato vanadico. L' acido ossalico, saturato d'idrato vanadico ed evaporato, fornisce una vernice azzurra, translucida, che si discioglie lentamente nell' acqua fredda, più prontamente nell' acqua calda. Questo sale, meschiato coll'acido ossalico, produce un sale cristallizzato, azzurro, solubilissimo nell'acqua. Resta che si determini se il primo sia un sale neutro o basico, e se il secondo, come sembra probabile, sia un sursale.

Ossalato vanadico-potassico. Questo sale offre una massa azzurra non cristallizzata. L' acido ossalico ed i biossalati decompongono l' acido vanadico, e formano de' sali vanadici azzurri.

Tartrato vanadico. Questo sale è d' un azzurro chiaro la cui

notabile bellezza deriva dal non esser soggetto a inverdire al contatto dell' aria. Allo stato secco, esso forma una massa trasparente e screpolata, cui occorrono varie ore per disciorsi nell' acqua fredda, e che viene più prontamente disciolta nell' acqua calda. L' ammoniaca caustica la scioglie ; la soluzione ha un bel colore porporino, che perde coll' acidificazione dell' ossido vanadico, quando esponesi all' aria.

Tartrato vanadico-potassico. Questo sale presentasi, come il precedente, sotto forma d'una massa estrattiva, screpolata, di colore azzurro traente molto al violetto. Lo si ottiene del pari quando si scioglie l' acido vanadico mediante il bitartrato potassico, nel qual caso una parte d'acido tartrico si decompone. L'ammoniaca non precipita punto il tartrato doppio, ma gli partecipa un bellissimo color porpora, che viene distrutto dall' influenza dell' aria.

Citrato vanadico. Questo sale è ugualmente incristallizzabile e fornisce una massa screpolata, d' un colore azzurro intensissimo. Ridisciolgesi lentissimamente nell' acqua fredda; la soluzione è di un azzurro perfetto. L' ammoniaca lo scioglie acquistando un colore bruno-giallastro, che a poco a poco sparisce per effetto della ossidazione all' aria.

Acetato vanadico. L' acido acetico diluito non discioglie che pochissimo idrato vanadico. Il liquido è di un azzurro pallido, e abbandonato all'evaporazione spontanea, depone una polvere bianca, mentre l' eccesso d' acido si evapora. Evaporato in una stufa, inverdisce, e il residuo non è più solubile, nè meno nell' acido acetico concentrato. L' acetato potassico non precipita punto i sali vanadici. L' acido acetico concentrato discioglie l' idrato vanadico: la dissoluzione inverdisce coll' evaporazione spontanea, e lascia infine una polvere granellosa, composta di cristalli microscopici, d' un verde carico, opachi, che affettan la forma di cubi o di prismi rettangolari cortissimi. Disciolgonsi lentissimamente nell' acqua ; la soluzione è d'un verde carico.

Formiato vanadico. L' acido formico (artificiale) discioglie l' idrato vanadico, e fornisce coll' evaporazione spontanea una massa salina, azzurra ed opaca, che facilmente disciogliesi nell' acqua fredda; ma questa soluzione, che non contiene acqua in eccesso, a poco a poco inverdisce al contatto dell' aria. Il sale interamente seccato, è bruno-violetto e non si ridiscioglie completamente nell' acqua.

Succinato vanadico. L' acido succinico discioglie pochissimo idrato vanadico, così che il liquido appena si scolorisce. Colla evaporazione si ottiene il succinato sotto forma d' una polvere biancastra, frammischiata di cristalli d' acido succinico. Per altro, i sali vanadici non vengono precipitati dai succinati neutri, e il miscuglio comincia tostamente a inverdire.

Benzoato vanadico. Una soluzione bollente di acido benzoico discioglie un poco d' idrato vanadico; sottomessa ad un lento evaporamento, la soluzione depone una polvere gialla, e l' eccesso di acido cristallizza all' intorno.

2. *Sali in cui l' acido vanadico è base, e alosali corrispondenti. Sali ipervanadici.*

Questi sali sono rossi o gialli. Il lor sapore è molto astringente, come quello de' sali ferrici e nel tempo stesso agrognolo. I sali neutri, disciolti nell' acqua e sottomessi all' evaporazione a caldo, giunti ad un certo grado di concentrazione, depongono una massa d'un rosso bruno, non cristallizzata, ch'è una specie di sottosale. Spesso le dissoluzioni dei sali ipervanadici scoloriscono completamente allorchè si riscaldano; il quale mutamento sembra simile a quello offerto da alcuni vanadati di cui parlerò più avanti. Esposte all' aria per qualche tempo, queste dissoluzioni inverdiscono a poco a poco, probabilmente per effetto d' una ripristinazione parziale che la polvere atmosferica fa provare all' acido vanadico. I sali iperva-

nadici ritornano azzurri per l'azione d'un gran numero di corpi disossidanti, come il solfido idrico, l'alcoole, lo zucchero, alcuni acidi vegetali, il tannino, ec. Questo comunica loro un colore azzurro sì carico, che sembra nero; ma, diluito con acqua, il liquore è d'un azzurro purissimo, e carico estremamente. Il cianuro ferroso-potassico vi produce un precipitato verde.

Alosali. Clorido vanadico. Lo si ottiene facendo passare una corrente di gas cloro sul sottossido di vanadio, meschiato con poco carbon secco. Il clorido distilla sotto forma di gocciolette gialle, che sono una dissoluzione di gas cloro nel clorido. Il liquido ha un color giallo. Lo si priva dell'eccesso di cloro facendoci passare una corrente d'aria atmosferica, anticipatamente diseccata col cloruro calcico fuso. Quando l'aria passata attraverso il clorido non ispande più odore di cloro, ma quello soltanto di acido idroclorico, si fa cessar la corrente. Una piccola porzione del clorido si evapora in questa circostanza: per evitare la più lieve perdita del vanadio, si può far passare l'aria nell'acqua meschiata con un po' d'ammoniaca. Dopo essere stato liberato dal cloro, il clorido vanadico è d'un giallo molto più pallido. Non bolle alla temperatura di 100°; ma facilmente si evapora e spande, al contatto dell'aria, un fumo giallo-rossastro, deponendo dell'acido vanadico sotto forma d'una polvere finissima. La parte liquida attrae l'umidore dell'aria, diviene rossa, poi si coagula deponendo un clorido basico. Il liquido diluito coll'acqua, scioglie la parte coagulata, acquista un color giallo pallido e un sapore puramente astringente. Concentrata, questa dissoluzione esala del cloro, e inverdisce quando riscaldasi; da ultimo si converte in gran parte in cloruro. L'alcoole anidro colorisce in rosso il clorido col quale si mesce, produce in pochi momenti dell'etere, mentre il liquido colorasi in verde, poi in azzurro. Il potassio può conservarsi sotto il clorido anidro; ma brucia nel clorido gasoso. L'acido idroclorico scioglie l'acido vanadico, acquistando un color rosso e diffondendo l'odore di cloro. Il corido vanadico assorbe il gas ammoniaco riscaldandosi considera-

bilmente. La combinazione può essere sublimata, e forma allora una polvere bianca, non cristallina. Riscaldata in una corrente di gas ammoniaco, viene decomposta da questo gas alla temperatura inferiore al rovente, formasi del sale ammoniaco, del gas nitrogeno e del vanadio ripristinato, come vedemmo più sopra.

Iodido di vanadio. Per via secca il vanadio combinasi difficilmente coll'iodo. Io l'ho riscaldato fino al rovente nel gas iodo, senza che, a quanto parve, si combinasse con esso. Realmente si è sublimata una piccola quantità d'una sostanza arancia, fusa, che si è solidificata col raffreddamento, acquistando un color giallo di paglia. Essa discioglievasi difficilmente nell'acqua. Non oserei affermare che questa sostanza fosse un iodido; poichè, quando si prepara il clorido, si ottiene del pari un piccolo sublimato della stessa apparenza, il quale non è che acido vanadico, la cui formazione è dovuta alla esistenza d'una piccolissima quantità d'aria o d'umidore.

Fluorido vanadico. L'acido idrofluorico scioglie l'acido vanadico mediante il calore. La dissoluzione è senza colore, e quando si evapora ad una temperatura che non oltrepassi i 40°, lascia una massa solida, bianca, che nuovamente si discioglie nell'acqua. Esposto ad una temperatura più elevata, il sale diviene rosso, ma disciogliesi pure nell'acqua: riscaldandolo vieppiù, svolge dell'acido idrofluorico, e lascia dell'acido vanadico. Un miscuglio di vanadato e di fluoruro sodici, stillato in una storta di platino con acido solforico fumante, non fornisce che acido idrofluorico, e tutto l'acido vanadico trovasi combinato col solfato acido formatosi.

Fluorido silicico-vanadico. L'acido idrofluosilicico discioglie l'acido vanadico acquistando un color rosso. Dopo l'evaporazione al bagno-maria, rimane una massa non cristallizzata, rancia. Versando sovr'essa dell'acqua, in parte si scioglie, fornendo una dissoluzione giallo-pallida, e una gran parte rimane indisciolta allo stato di massa verde carica, cui l'acido solforico scioglie con isvolgimento di gas fluorido silicico e formazione d'un liquido rosso.

Cianuro ferroso-ipervanadico. Forma un precipitato d' un bel color verde. Le sostanze che facilmente ripristinano gli altri sali ipervanadici, di leggeri lo riconducono al giallo. Viene prodotto eziandio quando esponesi all'aria il cianuro ferroso-vanadico umido, ma, in tal caso, è allo stato di sottosale.

Ossisali. Solfato ipervanadico. Per ottenerlo allo stato neutro, disciogliesi l'acido vanadico nell'acido solforico diluito con eguale quantità di acqua, riscaldando lievemente il miscuglio sovra una lampana a spirito di vino. Si finisce di evaporare l'acido eccedente alla più bassa temperatura possibile. Quando la massa non fuma più, la si lascia freddare. Il solfato rimane sotto forma di pagliette cristalline, d'un bruno-rossastro. E' deliquescentissimo, e convertesi in poche ore in uno sciloppo rosso e trasparente, che puossi diluire con acqua o con alcoole anidro, senza che s' intorbidi. La dissoluzione nell' acqua è d'un giallo pallido. Riscaldata fino al punto dell'ebollimento, una massa rossa deponesi ch'è un sottosale. La parte liquida evaporata forma una massa scilopposa rossa contenente un eccesso di acido. Ottiensi un sottosale solubile quando disciogliesi il solfato vanadico neutro nell'acido nitrico, e si fa poi svaporare la dissoluzione fino a secchezza. Il sottosale è deliquescente, e la sua dissoluzione nell' acqua è quasi perfettamente scolorita. La base contiene la metà dell'ossigeno dell'acido.

Solfato ipervanadico-potassico. Ottiensi questo sale aggiungendo ad una dissoluzione di vanadato potassico la quantità d'acido solforico necessaria a formare de' solfati sì coll'acido che colla base. Il sale doppio deponesi con una lenta evaporazione in piccoli grani papillari, gialli, poco solubili nell'acqua e insolubili nell'alcoole.

Nitrato ipervanadico. L'acido nitrico scioglie pochissimo acido vanadico e viene colorito in giallo pallido. Coll'evaporazione spontanea l'acido nitrico si evapora quasi del tutto. Però la massa secca cede all'acqua tuttavia un po' di nitrato ipervanadico.

Fosfato ipervanadico. Per ottener questo sale disciogliesi il fos-

fato vanadico nell'acido nitrico; si fa evaporare il liquore finchè sia molto colorito in rosso, e cominci a spandere de'fumi d'acido nitrico, poi lo si lascia raffreddar lentamente. Il fosfato vanadico si depone a poco a poco sotto forma di piccoli cristalli granellosi del più bel giallo di cedro. L'acqua-madre divenuta scolorita fornisce tuttavia una nuova quantità di fosfato, facendo evaporare l'acido nitrico. Il fosfato è pochissimo solubile nell'acqua fredda, in conseguenza può sceverarsi dall'acido nitrico col lavacro. Contiene dell'acqua di cristallizzazione cui perde alla temperatura di 100°; allora diviene d'un giallo paglia. La sua soluzione nell'acqua è gialla. Al fuoco trasformasi in un miscuglio di fosfato vanadico e ipervanadico. Disciogliendo l'acido vanadico nell'acido fosforico, non si ottiene che uno sciloppo rosso il quale non cristallizza.

Fosfato ipervanadico-sodico. Mescendo insieme il fosfato e il vanadato sodico, e aggiungendovi un poco d'acido nitrico che s' impadronisce della maggior parte della soda, questa dissoluzione fornisce, coll'evaporamento, de'piccoli cristalli papillari, d'un giallo-cedro, più solubili nell'acqua del fosfato ipervanadico semplice. La dissoluzione di questo sale evaporata a secco produce una vernice translucida e gialla.

Fosfato ipervanadico silicico. Questa combinazione particolare sarebbemi probabilmente rimasta ignota, se non la si ottenesse quando si purifica l'acido vanadico quale si estrae dalle scorie. Si veggono allora spessissimo formarsi piccole scaglie cristalline gialle, che luccicano nel liquido quando lo si mesce. Fattane l'analisi, ho ritrovato che questo sale puossi produrre artifizialmente. Si mesce, a tal uopo, un fosfato, un vanadato e un silicato; si aggiunge al miscuglio alquanto acido nitrico in eccesso, il quale discioglie il tutto; poi si evapora quasi a secchezza, e si allunga il residuo con acqua; la combinazione dei tre acidi rimane allora indisciolta, sotto forma di pagliette giallo-citrine, leggerissime. Questi cristalli si raccolgono sul feltro, lavansi con un po' d'acqua fredda, poichè si disciolgono in

quantità considerabile nell'acqua calda, si spremono e si diseccano. Questa combinazione sciolta nell'acqua, cristallizza di bel nuovo in pagliette, quando abbandonasi la soluzione all'evaporamento spontaneo. Contiene dell'acqua di cristallizzazione, cui perde ad una temperatura poco elevata, acquistando un color giallo di paglia. Non fondesi al calore rovente. E' composta di 30,0 parti di acido fosforico, 39,0 di acido vanadico, 19, 5 di acido silicico, 11,5 di acqua. L'ossigeno di ciascheduno dei tre ultimi essendo 3, quello dell'acido fosforico è 5. Per decomporla si tratta col carbonato ammonico che lascia indisciolta la silice. L'acido vanadico si unisce avidamente coll'acido silicico, e sembra che altri acidi formino coll'acido vanadico e colla silice analoghe combinazioni; poichè l'acido vanadico silicifero sciogliesi nell'acido solforico e nell'acido idroclorico, senza che l'acido silicico rimanga indisciolto. Non vi è altro mezzo per separargli che trattare l'acido vanadico ad un tempo coll'acido idrofluorico e coll'acido solforico. Gli alcali disciolgono l' acido vanadico silicifero, e durante l'evaporazione, il liquido rappigliasi sovente in una massa gelatinosa. L'acido silicico, saparato dall'acido vanadico mediante un carbonato alcalino, è nello stesso stato di solubilità che quello precipitato dall'acqua del fluorido silicico. Contiene inoltre dell'acido vanadico, di cui non si può liberarlo che con un solfoidrato alcalino.

Arseniato ipervanadico. L'arseniato vanadico, trattato coll'acido nitrico, fornisce un sale giallo di cedro, che assolutamente comportasi come il fosfato.

Gli *acidi ossalico*, *tartrico* e *citrico* decompongono l'acido vanadico quando sono in eccesso; formasi al primo istante una dissoluzione gialla, che in poco tempo passa al verde e all'azzurro. Però quando questi acidi non sono in eccesso, la loro unione coll'acido vanadico può divenire permanente. Così ossidato l'ossalato vanadico coll' acido nitrico, scacciato questo coll'evaporazione, si tratta la massa coll'acqua, la quale ne scioglie gran parte, acquistando un

colore rosso-giallastro, e dopo l'evaporazione lasciando l'ossalato ipervanadico sotto forma di un estratto giallo-rossastro.

L'*acido acetico*, anche concentrato, non discioglie alcuna traccia d'acido vanadico.

L'*acido formico* ne scioglie un poco, ma il liquido non ne è colorito. Evaporato, lascia per residuo una massa translucida, appena giallastra, di formiato ipervanadico.

B. SALI IN CUI IL VANADIO È L' ELEMENTO ELETTRONEGATIVO.

1. *De' vanaditi.*

Questi sali sono combinazioni dell'ossido vanadico colle sostanze più elettropositive di esso. Poco io gli ho studiati; il lor colore è bruno in generale. Allo stato umido si ossidano all'aria rapidamente, e convertonsi in vanadati. Il solfido idrico gli cangia in solfovanaditi, svolgendo quel bellissimo color porpora, tutto lor proprio. Gli acidi mutano il lor colore in azzurro, producendo de'sali vanadici doppii. La infusione di noci di galla gli colorisce in azzurro carico che sembra nero.

Vanadito potassico. Ottiensi facilmente questo sale meschiando una dissoluzione calda di solfato o di cloruro vanadico con un leggero eccesso di potassa caustica, e lasciando il liquido bruno lentamente freddarsi in un vase pieno e ben chiuso. Il vanadito cristallizza a poco a poco in iscaglie brunastre e brillanti, e la dissoluzione impallidisce a grado a grado, finchè alla fine diviene trasparente e pochissimo colorita. Si separano i cristalli dall'acqua-madre; si lavano coll'alcoole anidro e si diseccano comprimendoli fra doppii di carta bibula. Il vanadito potassico secco conservasi bene all'aria; io ne lasciai per oltre due mesi sovra un piattello nel mio laboratorio senza che siasi trasformato in vanadato. La massa diseccata, benchè carica di colore, brilla quasi come la margarina de'saponi. Discioglíesi facilmente nell'acqua; la soluzione è tanto colorita, che appena è translucida. La potassa caustica precipita il vanadito potassico

dalla sua dissoluzione acquosa sotto forma d' una polvere bruna. Mediante il calore, il sale si discioglie nel liquido, e poi cristallizza di nuovo. Il liquido alcalino conserva un colore giallastro. Al contatto dell'aria la soluzione convertesi in pochi giorni in un vanadato scolorito.

Vanadito ammonico. Si prepara questo sale come il precedente; ma è tanto insolubile in un liquido che contenga ammoniaca in eccesso, ch'esso si precipita del tutto, e lascia il liquido scolorito. Separato dall'acqua-madre, disciogliesi facilmente nell'acqua pura che viene colorita in bruno. Nel vuoto sembra perdere la sua ammoniaca; poichè, dopo esservi stato seccato, non è più solubile nell'acqua.

I vanaditi delle terre e degli ossidi metallici sono insolubili, e si precipitano sotto forma d'una polvere bruna, quando si mesce la loro soluzione neutra con una dissoluzione di vanadito potassico cristallizzato. Facilmente inverdiscono quando si lavan sul feltro. Siccome è difficilissimo precipitare il vanadio dalle dissoluzioni che lo contengono, in modo di poterne determinare il peso, così per separare il vanadio si mette a profitto la insolubilità de' vanaditi, e si precipita l'ossido vanadico in combinazione con altri ossidi, particolarmente coll'ossido mercurico. A tal uopo, si mesce la soluzione di un sale vanadico col cloruro mercurico disciolto nell'acqua, e poi si precipita coll'ammoniaca. Il precipitato è un miscuglio di vanadito mercurico e di cloruro basico ammoniacale ordinario; riscaldato in un crogiuolo di platino, lascia per residuo dell'acido vanadico contenente un poco d'ossido mercurico. Si separano sciogliendo l'acido nel carbonato ammonico.

2. *De' vanadati.*

I vanadati possono esistere a molti gradi di saturazione. Nei vanadati neutri, l'ossigeno della base sta a quello dell'acido come 1:3.

Nei bivanadati questa relazione è di 1 : 6; ma v'ha de'survanadati ne'quali il rapporto tra l'acido e la base è ancor maggiore. I vanadati neutri a basi più forti, quali gli alcali, le terre alcaline, gli ossidi piombico, cadmico e zinchico, sono senza colore. I bivanadati sono ranci, e i survandati rosso-bruni.

I vanadati, quanto al loro colore, offrono la particolarità di esser gialli in origine, e perdere questo colore spontaneamente. I vanadati degli alcali fissi lo perdono dopo alcune ore, e quelli delle altre basi, nello spazio di ventiquattr'ore; tale mutamento si opera in poch' istanti quando si riscaldano alla temperatura di 100°. Sembra questa scolorazione un fenomeno isomerico analogo al mutamento che provano i fosfati per l'azione del fuoco. Soprassaturando d'ammoniaca una dissoluzione di bivanadato ammonico, ed abbandonando il liquore ad una evaporazione spontanea, essa conserva il suo colore e fornisce un sal giallo. Riscaldando parte di questa stessa soluzione, perde il colore, e fornisce un sale bianco. Saturando del pari il bivanadato potassico coll'idrato potassico, il liquido conserva il suo colore, e dopo una o due ore comincia a sparire. Se si precipita una dissoluzione di cloruro baritico con una dissoluzione scolorita di vanadato ammonico, il miscuglio divien giallo, e formasi un precipitato giallo in un liquido dello stesso colore. Passate ventiquattr'ore, il sale e l'acqua-madre rimangono scoloriti; ma perdono il colore all'istante se si riscaldano al punto dell'ebollizione. Quest'ultima sperienza prova che la scomparsa del colore non dipende da una combinazione che lentamente si operi, poichè corpi già combinati e neutri vi sono soggetti. Le basi deboli, come le terre propriamente dette e la maggior parte degli ossidi metallici, forniscono de' sali coloriti i quali non perdono il lor colore per l'azione del fuoco.

Gli acidi, quali l'acido idroclorico, svolgono nei vanadati neutri un color rosso, che dopo una o due ore sparisce; di guisa che il liquido ritorna scolorito. Se allora si evapori alla temperatura di 40°,

deponesi a poco a poco una massa d'un rosso bruno, che è un survanadato, se peraltro l'eccesso d'acido non è tale che questo sedimento consista in una combinazione dei due acidi. Disciogliesi meglio nell'acqua che l'acido puro; la soluzione è rossa, e fornisce quando si evapora una vernice rossa e polita che offre di rado indizii di cristallizzazione.

I vanadati non hanno sapore particolare proveniente dal loro acido. Sono insolubili nell'alcoole. La infusione di noci di galla gli colora in azzurro sì carico, che il liquido somiglia del tutto all'inchiostro ordinario.

Vanadato potassico. 1°. *Sale neutro.* È solubilissimo nell'acqua. La soluzione, quasi scilopposa, rappigliasi coll'evaporamento spontaneo in una massa salina la quale da ultimo diviene opaca e d'un bianco appannato. Come la più parte dei sali che contengon vanadio, disciogliesi lentissimamente nell'acqua fredda; una parte del sale rimane lungo tempo nell'acqua, ed ha l'apparenza d'una terra bianca. Nell'acqua bollente la soluzione si opera con più prontezza. Il sale è fusibilissimo al fuoco. Non saprei positivamente affermare se questo sale possa esistere allo stato colorito sotto forma solida. Ne ottenni di colorito; ma la colorazione può attribuirsi alla esistenza di piccolissima quantità di bivanadato. Quando il sale colorasi, la soluzione scolorita, giunta ad un certo grado di colorazione, comincia a ingiallire, e si rappiglia da ultimo in una massa d'un giallo pallido. Tale fenomeno non manifestasi solo coll'evaporazione spontanea: io l'ho pure osservato col sale sodico.

2°. *Bivanadato potassico.* Si può ottener questo sale combinando il precedente coll'acido vanadico, sì per via secca, che per via umida; ma ho preferito di prepararlo nel modo seguente. Sciogliesi il vanadato neutro, che può senz'inconveniente contenere un eccesso di potassa, ed aggiungesi alla dissoluzione una quantità d'acido acetico concentrato, maggiore di quella necessaria a saturare la metà dell'alcali; bene agitato il miscuglio, lo si evapora s' è troppo dilui-

to, e se ne precipita il bivanadato coll'alcoole. Si lava il precipitato coll'alcoole, lo si ridiscioglie nell'acqua bollente, e si lascia a rilento freddare la soluzione. Il sale cristallizza in larghe foglie, d'un color rancio risplendentissimo. Se turbasi la cristallizzazione, si depone in piccole scaglie cristalline gialle, dotate di lucentezza quasi metallica, cui serbano anche allo stato secco. È poco solubile nell'acqua fredda, solubilissimo poi nella calda, per cui la maggior parte del sale cristallizza col raffreddamento. Contiene 10, 42 per cento di acqua di cristallizzazione, il cui ossigeno sta a quello della base come 3 : 1. Perduta l'acqua, è appannato e d'un rosso-mattone: insolubile poi nell'alcoole che lo precipita dall'acqua sotto forma di polvere giallo-citrina.

Vanadato sodico. 1°. *Sale neutro.* Quanto io dissi del sale potassico, deesi interamente applicare al sale sodico.

2°. Il *bivanadato sodico* differisce dal bivanadato potassico nell' essere più solubile e cristallizzar facilmente coll' evaporazione spontanea. I cristalli sono grandi, trasparenti e d'un rosso-arancio bellissimo. Fioriscono all'aria secca, divenendo gialli ed opachi, senza perdere la loro forma. L'alcoole precipita questo sale completamente dalla sua soluzione.

Vanadato litico. 1°. *Sale neutro.* Questo sale è solubilissimo nell'acqua. La sua dissoluzione, concentrata fino a consistenza di sciloppo, rappigliasi lentamente in gruppi sferici di cristalli aciculari, partendo da un centro comune, e poi divergendo.

2°. Il *bivanadato litico* cristallizza da una soluzione sciloppposa in grossi cristalli, che somigliano perfettamente al bicromato potassico. A secco, nell'aria calda, perde dell'acqua, e diviene opaco. Questo bisale è insolubile nell' alcoole concentrato; ma si discioglie nell' alcoole un poco indebolito, così che viene precipitato assai incompletamente quando si mesce coll' alcoole la sua soluzione acquosa.

Vanadato ammonico. 1°. *Sale neutro.* Questo sale di tutti i va-

nadati è quello che merita esser più conosciuto, come quello che ci offre il mezzo di ottenere il vanadio e i suoi ossidi allo stato di purezza. Si prepara mettendo il sale ammoniaco in pezzi in una soluzione di un vanadato neutro potassico o sodico. Il vanadato ammonico comincia tosto a deporsi sotto forma di piccoli grani cristallini o di polvere bianca. Del pari una dissoluzione di sale ammoniaco ne precipita una gran parte; ma solo saturando il liquido di questo sale perviensi a separare tutto il vanadato. Veramente ne resta una piccolissima quantità nel liquido; ma puossi precipitarla mediante l' alcoole, od aggiungendoci prima un solfoidrato, indi un acido; nullameno, il ripeto, questa quantità è pochissimo considerabile. Si lava il precipitato, prima con una dissoluzione di sale ammoniaco, indi con alcoole debole, per separarne il cloruro ammonico. Il vanadato ammonico, seccato alla temperatura di 20 a 30°, presentasi sotto forma d' una polvere bianca. Ad una temperatura più elevata diviene giallo di cedro, perdendo un poco della sua base. È poco solubile nell' acqua fredda, che se ne satura lentissimamente, e si discioglie nella calda in ben maggior quantità; in tal caso, la soluzione divien gialla, benchè quella ottenuta a freddo sia scolorita. Tale mutamento avviene pure in un fiasco otturato e quasi pieno; non proviene quindi dalla formazione d' un bivanadato. Onde purificar questo sale con cristallizzazioni iterate, è d' uopo aggiungere un po' d' ammoniaca all' acqua bollente in cui lo si scioglie; allora la soluzione conservasi senza colore, e il sale cristallizza meglio col raffreddamento. Il sale bianco non fornisce mai cristalli regolari; affetta sempre la forma di grani cristallini più o meno grandi, e riuniti in una crosta coerente, che cuopre l' interna parete del vase. Il risultato della cristallizzazione è lo stesso, tanto colla evaporazione spontanea, che col raffreddamento; col primo mezzo si ottiene spesso una crosta d' un giallo-citrino. Riscaldando il vanadato ammonico secco in un crogiuolo coperto, l' ammoniaca ripristina l' acido vanadico e lascia dopo il raffreddamento un ossido nero, che non è

mai ad un punto fisso di ossidazione. Questo deriva perchè il fuoco comincia a discacciare una parte d' ammoniaca senza decompor l' acido; deriva perchè si produce nel crogiuolo un' atmosfera di gas ammoniaco; deriva infine perchè quest' alcali riduce allo stato di sottossido le parti d' acido vanadico che toccano il crogiuolo, e trovasi per conseguenza ad una temperatura più elevata che il centro della massa in cui non si forma che un vanadato vanadico. Quanto più il fuoco è repentino tanto più sottossido si forma. Gettata nell' acqua, la massa quasi sempre colorasi in verde.

2°. *Bivanadato ammonico.* Questo sale deponesi, col raffreddamento, in piccolissimi cristalli d' un rosso-arancio carico. Coll' evaporazione spontanea forma de' cristalli trasparenti, maggiori, più regolari e d' un color rosso più carico che quelli de' bivanadati precedenti. L' alcoole lo precipita completamente sotto forma d' una polvere gialla di cedro.

3°. *Survanadato ammonico.* Mescendo una soluzione di bisale coll' acido idroclorico, ed evaporandola dapprima a 30 o 40°, finchè il miscuglio sia divenuto senza colore, e poi alla temperatura ordinaria dell' atmosfera, si ottiene un sedimento cristallino, bruno, il quale, veduto col microscopio, sembra composto di piccoli grani cubici. Questo è un miscuglio di survanadato ammonico con un clorido vanadico basico; la formazione di quest' ultimo dipende dalla impossibilità di aggiungere esattamente quella quantità d' acido idroclorico ch' è necessaria.

I vanadati ammonici, uniti alla infusione di noci di galla, formano un liquido nero che costituisce il miglior inchiostro da scrivere che v' abbia. La quantità di sale che occorre perchè l' inchiostro sia d' un nero perfetto, è si piccola, ch' essa non si dovrà più considerare quando il vanadio sia più generalmente diffuso. La scrittura ottenuta con questo inchiostro è d' un nero perfetto. Gli acidi la colorano in azzurro, ma non ne tolgon le tracce, come avviene quando si mettono in contatto col tannato ferrico componente l' inchiostro

comune; gli alcali, diluiti fino al punto in cui non alterano la carta, non lo disciolgono, e il cloro che strugge il color nero, non cancella lo scritto, nè meno quando si esponga a una corrente di acqua. In una parola, se quest' inchiostro non è del tutto indelebile, resiste però molto ai reagenti che fanno immediatamente sparire le scritture fatte coll' inchiostro ordinario; inoltre è più nero e più scorrevole, poichè consiste in una dissoluzione, non in un precipitato allungato in una dissoluzione di gomma. Resta a sapere quanto resista all' azione del tempo.

Vanadato baritico. 1o. *Sale neutro.* E' giallo al punto in cui si produce, e si precipita sotto forma d' una massa gelatinosa. A poco a poco contraesi, e divien bianco. Non puossi lavarlo senza perdita; poichè è un poco solubile nell' acqua fredda, e questa dissoluzione evaporata cuopre il vetro di piccoli grani cristallini bianchi. Al calor rovente entra in fusione.

2o. *Bivanadato baritico.* Lo si prepara mescendo una dissoluzione di cloruro baritico col bivanadato potassico, ed aggiungendoci dell' alcoole. Il bivanadato precipitasi allora sotto forma d' una polvere gialla che, rimescendo il liquido, sembra composta di piccole scaglie luccicanti. Non è molto solubile nell' acqua, e coll' evaporazione spontanea fornisce piccoli cristalli d'un giallo-arancio. L' acido solforico non decompone del tutto il vanadato baritico. Perchè la decomposizione sia completa, bisogna fondere il sale, a un calore rovente, col bisolfato potassico.

Vanadato stronzico. 1°. *Sale neutro.* Questo sale è più solubile nell' acqua che il precedente. Non si precipita quando si prepara per doppia decomposizione; ma se abbandonasi il liquido a sè stesso, il sale stronzico deponesi a poco a poco sul vetro, cui cuopre di piccoli grani cristallini bianchi, pochissimo solubili nell' acqua.

2°. *Bivanadato stronzico.* Si ottiene e comportasi come il sale baritico.

Vanadato calcico. 1°. *Sale neutro.* Questo sale è ancor più so-

lubile del vanadato stronzico. Lo si ottiene evaporando ad un dolce calore un miscuglio di nitrato calcico e di vanadato ammonico. Formasi una crosta cristallina bianca. L' alcoole non lo precipita che difficilmente da questa soluzione.

2°. Il *bivanadato calcico* è solubilissimo nell' acqua, e fornisce, coll' evaporazione spontanea, grandi cristalli d' un bel rosso-arancio, che somigliano a quelli del bivanadato sodico, ma non fioriscono all' aria.

Vanadato magnesico. 1°. *Sale neutro.* Questo sale ha lo stesso grado di solubilità nell' acqua dei sali a base d' alcali fisso. La sua dissoluzione, concentrata fino a consistenza di sciloppo, a poco a poco rappigliasi in una massa cristallina, composta di molti centri, donde partono raggi concentrici, come avviene nel vanadato litico.

2°. Il *bivanadato magnesico* è meno solubile del vanadato neutro, e lascia, dopo l' evaporazione spontanea, piccole foglie cristalline gialle. L'alcoole lo precipita dalla sua dissoluzione, la quale però rimane colorita, quantunque nuova giunta d' alcoole più non la intorbidi.

Vanadato alluminico, *glicico* ed *ittrico*. I sali neutri di queste terre, come i bisali de' due primi, formano precipitati gialli che, col lavacro, sciolgonsi in tanta quantità da poter colorir l' acqua in giallo. Il bivanadato ittrico è solubile nell' acqua e non si precipita.

Vanadato zirconico. Il sale neutro e il bisale sono solubili nell' acqua; per conseguenza, i vanadati non precipitano i sali zirconici neutri.

Vanadato torico. 1°. *Sale neutro.* Esso forma un precipitato giallo che non disciogliesi punto, nè meno quando riscaldasi il liquido donde precipitossi. 2°. Il *bisale* è solubile nell' acqua.

Vanadato manganoso. 1°. *Sale neutro.* Per preparare questo sale, come alcuni altri sali metallici solubili, si discioglie il cloruro metallico nell' acqua, vi si aggiunge del vanadato o del bivanadato potassico, conservando sempre un eccesso di cloruro nel liquore, e

precipitasi il miscuglio coll' alcoole. Il precipitato è d' ordinario una polvere gialla d' ocra, che lavasi coll' alcoole, si discioglie nell' acqua e fassi cristallizzare coll' evaporamento spontaneo. Il vanadato manganoso fornisce piccoli cristalli d' un colore si bruno che paiono neri. La loro dissoluzione è gialla. Questo sale non è solubilissimo nell' acqua fredda.

2°. Il *bivanadato manganoso*, precipitato coll' alcoole, somiglia al vanadato neutro, quanto all' aspetto; sciogliesi difficilmente nell' acqua. La soluzione è gialla e depone coll' evaporazione piccoli grani cristallini rossi, che non sono più grandi ottenuti coll' evaporazione spontanea.

Vanadato ferroso. 1°. *Sale neutro.* Questo sale è un precipitato d' un bruno-grigiastro carico, che rassomiglia sì poco ai vanadati, che noi saremmo condotti a conghietturare si fosse formato un sottovanadito ferrico. L' acido idroclorico lo discioglie con un color verde. — 2°. Il *bivanadato* precipitasi in verde carico, e cangia tosto colore; il liquido diviene verde, ed il precipitato piglia un colore grigiastro, e dopo ventiquattr' ore un aspetto cristallino.

Vanadato ferrico. 1°. *Sale neutro.* E' un precipitato leggero, d' un giallo di paglia; disciogliesi in piccola quantità nell' acqua, così che le prime parti del precipitato si ridisciolgono al rimescere del liquido. 2°. Il *bisale* precipitasi collo stesso colore, e in poco tempo acquista un' apparenza cristallina.

Vanadato cobaltico. Il *sale neutro* si precipita sotto forma di una polvere d' un giallo di paglia traente al rosso. Il bisale è solubile. L' alcoole lo precipita allo stato di polvere d' un giallo lordo.

Vanadato nichelico. Il *sal neutro* e il *bisale* sono solubili. L' alcoole gli precipita sotto forma d' una polvere d' un giallo lordo; il bisale inoltre trae al bruno. Le loro soluzioni nell' acqua sono gialle, e depongono coll' evaporazione una massa cristallina d' un giallo lordo; quella del bisale è composta di piccoli cristalli gialli e prismatici. L' ammoniaca non lo discioglie in azzurro.

Vanadato zinchico. Il sale neutro è bianco ed insolubile anche nell' acqua bollente. Il *bisale* è solubilissimo, e coll' evaporazione fornisce cristalli trasparenti, d' un giallo traente all' arancio.

Vanadato cadmico. Il sal neutro immediatamente si precipita ; esso è quasi bianco. Un' altra parte deponesi dopo qualche tempo in piccoli grani. Il *bisale* è solubile.

I *vanadati stagnoso* e *stagnico* sono solubili.

Vanadato piombico. Il sale *neutro* precipitasi allo stato di massa gelatinosa, gialla, che dopo alcune ore contraesi e divien bianca. I bivanadati, versati nella dissoluzione d' acetato piombico, non precipitano che un sale neutro, quando il sale piombico vi è in eccesso. Lavando il precipitato, l'acqua ognor più colorasi in giallo, e ne scioglie sensibili quantità, anche quando il precipitato è un sottosale. Il vanadato piombico è fusibilissimo e colla fusione diviene giallo-rossastro. L' acido nitrico freddo o tepido lo scioglie senza colorirsi. Ma se si riscalda la soluzione fino all' ebollimento, essa lascia deporre una massa bruna che è un sursale con un grande eccesso di acido vanadico. Il *bisale* viene precipitato da una soluzione di nitrato piombico, quando vi si versi del bivanadato potassico. È di un bel giallo inalterabile. I carbonati potassico e sodico non decompongono il vanadato piombico, nè meno alla temperatura di 100°, nè quando si sottomette all' azione di questi carbonati senza prima averlo seccato. Tolgono al bivanadato metà del suo acido. L' acido solforico mai non decompone del tutto il vanadato piombico. E' d'uopo che il solfato piombico formatosi venga fuso col bisolfato potassico, se gli si vogliono torre le ultime tracce d' acido vanadico. I solfoidrati non decompongono che incompletamente il vanadato piombico, lasciando un sottosolfovanadato piombico.

Il minerale di Zimapan, considerato come un cromato di piombo, che Del Rio annunziò essere almeno un sottocromato, consiste in una massa cristallina bianca, composta di cloruro piombico

bibasico e di *vanadato sesquipiombico*, ed inoltre contenente alcune tracce d'arseniato di piombo, d'idrato di ferro e di allumina. Il sottovanadato forma i tre quarti del peso della miniera.

Vanadato uranico. Il sal *neutro* e il *bisale* sono insolubili e si precipitano sotto forma d'una polvere d'un giallo-cedro pallido, ben più chiaro di quello di ciascuno de' costituenti.

Vanadato rameico. Il sale *neutro* è solubile in giallo, e coll'evaporazione fornisce una massa gialla carica, non cristallina. Il bisale, ottenuto per doppia decomposizione, a poco a poco deponesi sotto forma d'una crosta cristallina gialla.

Vanadato mercurioso. Il *sale neutro*, ottenuto per doppia decomposizione, fornisce un liquido d'un giallo-arancio, che depone pochissimo sale, e divien chiaro serbando il suo colore. Il *bisale*, al contrario, precipitasi e lascia un liquido scolorito; il precipitato è d'un giallo-rancio distintissimo.

Vanadato mercurico. Il sale *neutro* forma un precipitato giallo-citrino. E' poco solubile nell'acqua cui colorisce in arancio. Il *bisale* è giallo e solubile nell'acqua, e non viene precipitato nè meno dall'alcoole. Il vanadato mercurico, riscaldato al rovente, ritiene tuttavia una parte considerabile della sua base, cui non abbandona che quando ci si aggiunge un carbonato alcalino.

Vanadato argentico. Il sal *neutro* precipitasi sotto forma di una massa gialla, che in pochi minuti imbianchisce. Ingialla di nuovo lievemente scaldandola, o lasciandola ventiquattr'ore nel liquido donde venne precipitata. Il *bisale* forma una massa d'un color rancio carico, che non divien bianca, ma che l'acqua discioglie in piccola quantità quando lavasi. Il vanadato argentico è solubile nell'acido nitrico, come nell'ammoniaca allungata con molta acqua. La soluzione ammoniacale è gialla pallida, e fornisce, coll'evaporazione spontanea, cristalli di vanadato argentico ammoniacale. Viene precipitata dall'ammoniaca concentrata.

Il *bivanadato* è solubilissimo, e cristallizza col raffreddamento.

Dei vanadati verdi.

Combinando l' ossido verde di vanadio con piccola quantità di una base, ne risulta una combinazione verde. Quelle combinazioni che hanno per base un alcali, sono solubili nell'acqua; quelle a base di terre e di ossidi metallici sono per la più parte insolubili. Allo stato secco sembrano nere. E' difficile dir con certezza che cosa sieno questi sali verdi; ma sembra consistano o in sali doppi composti d' un vanadato e d' un vanadito, o in ipovanadati, vale a dire in combinazioni formate da una base con un acido, composto di due atomi di radicale e cinque atomi di ossigeno, e saturati con una quantità di base che contiene due atomi di ossigeno.

La composizione può esser bensì la stessa in queste due ipotesi; ma se l' ultima fosse conforme alla verità, i sali verdi non dovrebbero venir decomposti da una base forte, come la potassa e l' ammoniaca. Ciò avviene, per altro, poichè un eccesso di una di queste basi aggiunto ad un sal verde, precipita dopo alcuni istanti un vanadito, insolubile nel liquido alcalino, che si scolora. I sali verdi paiono incristallizzabili; però una dissoluzione di ossido vanadico nel carbonato ammonico, esposta all' azione dell' aria, lascia depor de' cristalli d' un verde carico, che sono un vanadato ammonico verde. Le soluzioni un po' concentrate dei sali verdi possono evaporarsi a secco, senza che offrano segni di ossidazione; ma, diluendole, il color verde sparisce ben tosto, e il liquido diviene senza colore, cioè trasformasi in vanadato.

3. *Solfosali.*

Non ho studiato questi sali che superficialissimamente: tutto ciò che io posso dire è ch' essi esistono.

I *solfovanadati alcalini* sono solubili nell' acqua; le soluzioni hanno un bel colore, simile a quello della birra inglese. Si ottengono, o decomponendo i vanadati col solfido idrico, o sciogliendo l' acido vanadico in un solfoidrato, o facendo fondere delle sostanze che contengano vanadio, con un carbonato alcalino e con solfo. Quest' ultimo metodo spesso fornisce un buon mezzo di estrarre le ultime porzioni del vanadio. I solfovanadati vengono precipitati coll' alcoole dalle loro soluzioni concentrate. Il precipitato, per nulla cristallino, è spesso di un rosso carico bellissimo. Il sale potassico, sciolto nell'acqua e svaporato nel vuoto, non cristallizza. Il residuo è polveroso, bruno e perfettamente solubile nell'acqua. I solfovanadati delle terre alcaline sono molto meno solubili nell'acqua. Precipitansi per doppia decomposizione quando si adoprano soluzioni un po' concentrate. Le altre basi in generale forniscono sali insolubili.

I *solfovanadati* sono osservabili pel bellissimo color porpora delle lor soluzioni. Gareggia in bellezza e in quantità con quello delle soluzioni degli ossimanganati. Ma per ottenerlo in tutta la sua bellezza, conviene evitare ch' esista qualunque altro ossido metallico elettropositivo, e procacciare che i solfoidrati, adoprati per produrlo, non contengano bisolfuro; poichè in tal caso si forma nel tempo stesso un solvanadato, il cui colore scema considerabilmente la bellezza di quello del solfovanadito. Per quanto posso giudicare dalle poche sperienze eseguite con questi sali, i solfovanaditi somigliano ai solfovanadati, come i solfarseniti ai solfarseniati.

OSSERVAZIONI GENERALI

SUI FENOMENI DELLE AFFINITÀ CHIMICHE.



Parlando nel primo volume dell' affinità chimica mi studiai di esporre in una maniera generale ciò che finora sappiamo intorno alle forze che determinano i corpi a combinarsi gli uni agli altri. Ma non si può insegnare la teorica delle affinità senza citare in appoggio di essa esempii che non verrebbono intesi da coloro che intraprendono lo studio della chimica; il perchè, è necessario rendersi come famigliari, mercè l' esperienza, la maggior parte dei fenomeni chimici prima di studiare la dottrina delle affinità. Questa considerazione mi consigliò a non diffondermi sopra tale argomento fin dal principio di quest' opera: ora per altro che posso star certo di essere inteso io ne richiamo l'attenzione del leggitore.

Possiamo rappresentarci l' affinità chimica dei corpi come un *desiderio* ch' essi procacciano di adempiere, in virtù del quale tendono ad unirsi gli uni con gli altri finchè si trovano combinati nella proporzione in cui sono saturati; val dire finchè essi perdono la loro scambievole affinità e si riducono in perfetta quiete. Dicesi che una combinazione di alcuni corpi semplici è *saturata* oppure *indifferente*, quando questi corpi perdettero affatto o in gran parte la loro affinità per altri corpi.

In tal guisa, se l' ossigeno il solfo ed il bario si scontrassero

a poco a poco, essi conserverebbono una tendenza a combinarsi fino a che si trovassero uniti nella proporzione che costituisce il solfato baritico; toccato tal punto, questi corpi sarebbono *indifferenti* gli uni verso gli altri, e il *giuoco* delle affinità cesserebbe. Quindi la manifestazione dell' affinità chimica è una tendenza verso la quiete dopo una *attività* più o meno prolungata. Se si giungesse a riunire tutti i corpi in un medesimo punto, e si trovassero tutti in istato di manifestare le proprie affinità, essi comincerebbero a combinarsi gli uni agli altri, acquisterebbono una attività che durerebbe più o meno lungo tempo e da ultimo si ridurrebbe in un eterno riposo cui niuna forza potria alterare o distruggere. La unione dei corpi allora ne si offrirebbe, in virtù della forza di coesione, sotto forma di un aggregato meccanico di corpi *indifferenti*, cioè *saturati*. Non è peraltro lo stesso della vaga natura che ne circonda. Nel piccolo angolo da noi abitato dell' universo la natura organica viene conservata dagl' incessanti mutamenti operati nella natura inorganica, e abbiamo tutto il diritto di presumere che le cose avvengano medesimamente nelle altre parti dell' universo.

Gli agenti che turbano di continuo la quiete degli elementi combinati sono la luce il calorico e l' elettricismo unitamente ai differenti gradi dell' affinità.

Vedremo più avanti quale influenza eserciti la elettricità sull' azione delle affinità chimiche; ma di presente, lasciate tutte le ipotesi intorno alle cagioni intrinseche dell' affinità, ci ristringeremo a considerare unicamente i fenomeni per ciò che sono.

L' affinità fra i corpi semplici ha diversi gradi di energia, e varia sì colle proporzioni degli stessi corpi, sì coi corpi medesimi.

1. Allorchè un corpo A si combina, in varie proporzioni, con un corpo B, per esempio, nel rapporto di $A + B$, $A + 2B$, ecc., avviene d' ordinario che in $A + 2B$, un B è ritenuto con maggior forza da A di quello che l' altro B; in tal caso un B può essere separato da $A + 2B$ mediante una forza insufficiente a separare l' al-

tro B. Tuttavia accade talvolta, benchè più di rado, che un corpo A ritenga 2 B con una affinità maggiore di quella con cui ritiene un B, così che sia facile decomporre A + B, e difficile decomporre A + 2 B, che resiste ad una forza decomponente molto maggiore.

Esempii : Il ferro combinasi coll' ossigeno in due proporzioni, in modo di produrre l'ossido ferroso e l' ossido ferrico; vari altri metalli riducono l' ossido ferrico allo stato di ossido ferroso senza poter ridurre l' ossido ferroso allo stato metallico. Quindi il ferro ritiene più fortemente l' ossigeno che lo converte in ossido ferroso di quello che l' ossigeno che trasforma l' ossido ferroso in ossido ferrico. — Il mercurio ritiene, con una sì debole affinità, l' ossigeno che lo costituisce ossido mercurioso, che questo ossido viene ripristinato allo stato metallico tanto dalla luce del sole, che dal calore o dallo strofinio della mano; l' ossido mercurico, al contrario, in cui il mercurio è combinato con due volte altrettanto ossigeno che nell' ossido mercurioso, non abbandona l' ossigeno che al calore rovente. E' difficilissimo ripristinare l' ossido stagnico coi metodi ordinarii, mentre l' ossido stagnoso abbandona facilmente il suo ossigeno.

2. Se due corpi A e B hanno per un terzo corpo C una affinità di forza ineguale, e la differenza delle loro affinità sia tale che il corpo A abbia pel corpo C due volte altrettanta affinità che il corpo B; avviene (supposto che il contatto fra i tre corpi sia il medesimo, e i corpi A e B sieno in quantità bastante onde ciascheduno di essi, preso separatamente, possa essere saturato dal corpo C) uno scompartimento di C fra A e B, e C satura due terzi di A e un terzo di B: nel residuo non saturato di ciascun corpo, vale a dire in un terzo di A e in due terzi di B, la somma totale della quantità di massa e del grado di affinità è la medesima in ambidue i corpi (1): si possono essi adunque considerare come due forze che di per sè si equi-

(1) Essendo l' affinità dei due residui in ragione inversa della massa, si avrà:

$\frac{1}{3}$ di A + $\frac{2}{3}$ di affinità = $\frac{2}{3}$ di B + $\frac{1}{3}$ di affinità. (D)

librano. In tal caso, l' effetto d' una affinità più debole viene aumentato dalla maggiore quantità del corpo più debole, ed allora si dice che questo corpo agisce per la sua *massa chimica*. Se le quantità di A e di B non sono, relativamente a C, nella proporzione indicata, ma in una proporzione dei due corpi presi insieme, maggiore di quella necessaria alla saturazione di C, rimane di ciascun corpo A e B una tale quantità non saturata, che il numero esprimente l'affinità di ciascuno di essi, aggiunto al numero esprimente la sua massa, dà la medesima somma sì per l' uno che per l' altro. Se, per esempio, la quantità di A è metà di quella che occorrerebbe a saturare C, mentre la quantità di B è bastante a saturar C; questo si scompartisce fra i due corpi per guisa che un terzo delle quantità di ogni corpo resta libero e due terzi ne sono saturati. Questa legge in poche parole si esprime nella maniera seguente: *Quando due corpi A e B tendono con affinità diverse a combinarsi con un terzo corpo C, e la quantità di quest' ultimo è insufficiente alla saturazione de' primi due, il corpo C si scompartisce fra A e B in una proporzione composta delle loro affinità primitive e delle lor quantità.*

Questa regola verissima di per sè tuttavolta non trova già mai una applicazione rigorosa in natura; poichè occorrerebbe una riunione di circostanze che rade volte o non mai ritrovasi in fatto: sarebbe d' uopo che i tre corpi A, B e C fossero ugualmente fusibili ad una certa temperatura, ugualmente volatili, ugualmente solubili, od ugualmente mescibili, e che le combinazioni prodotte avesser fra loro, e relativamente ai loro elementi, il grado medesimo di fusibilità, di volatilità, di solubilità e di mescibilità. Ma siccome ciò non è in tutto così, ed uno dei corpi è sempre più volatile, o tende maggiormente a solidificarsi di un altro, l' equilibrio delle affinità che combattonsi viene sturbato da una nuova forza che bisognerebbe poter calcolare in numeri per tenere un esatto conto delle mutazioni prodotte nei risultamenti dall' intervento della nuova forza. E' possibile si scuoprano un giorno i dati necessarii a questo calcolo; ma finora

ci son o ignoti. Non abbiamo alcun mezzo per instituire un sicuro confronto fra i differenti gradi di affinità. Altra volta ammettevasi che, occorrendo una quantità maggiore di un corpo per saturare un secondo corpo, che per saturarne un terzo, il primo avesse pel secondo un' affinità altrettanto maggiore; ma questa regola non è vera, ed è necessaria all' incirca la quantità stessa di ossigeno per trasformare 100 parti di ferro in ossido ferroso, che per trasformare in soda 100 parti di sodio; nondimeno l'ossigeno ha un'affinità moltissimo maggiore per l'ultimo metallo che pel primo.

3. Quando due corpi A e B, aventi affinità per un terzo corpo C, abbiano nel tempo medesimo affinità l' un per l' altro, A C ha quasi sempre un'affinità per B C, e si ottiene, secondo le proporzioni nelle quali i tre corpi s' incontrano, una combinazione di A C con B C, o questa medesima combinazione unita con A B, A C o B C. Per esempio, quando il solfo, il piombo e l' ossigeno incontransi, e la quantità d' ossigeno è bastante, ottiensi del solfato piombico; in un' altra proporzione formasi in iscambio un miscuglio di solfito o di solfato piombici col solfuro di piombo, ecc.

4. Quando una combinazione A B sia messa in contatto con un' altra combinazione C D, che A possa combinarsi con D e C con B, e che A e D offrano le maggiori affinità, queste due combinazioni mutano le loro parti costituenti per guisa che i corpi più forti A e D si congiungono per produrre AD, ed i più deboli C e B si combinano in modo di originare CB. Se, al contrario, A e B sono i più forti, non ci ha scambio alcuno. — Esempio: mescendo una dissoluzione di solfato rameico con una dissoluzione di cloruro sodico, il bel colore azzurro dell' ossido rameico sparisce, ed acquista il miscuglio un color verde spettante al cloruro rameico. In tal caso, i due corpi più forti, l' acido solforico e la soda, si combinarono per formare un solfato sodico, e i due corpi più deboli, il cloro ed il rame, produssero un cloruro rameico. La decomposizione peraltro è ben lungi dall' esser

completa finchè i due sali ritrovansi in dissoluzione, e si stabilisce una specie di equilibrio, per modo che il liquore contiene tuttavia alcune parti indecomposte dei corpi mesciuti. Così in questo esempio esistono quattro sali anzi che due; cioè il cloruro e il solfato rameici, il cloruro e il solfato sodici. Trovansi in tal caso senza eccezione tutte le soluzioni che contengono un miscuglio di vari corpi. Quindi ne segue che, sciogliendo nell' acqua sei sali a basi e ad acidi diversi, si producono nel liquore 36 sali, ove niuno di questi sali non venga precipitato. In fatti prima che l' equilibrio dell' affinità di combinazione possa effettuarsi, una porzione di ciascun acido dovette combinarsi con una corrispondente porzione di ciascuna base, porzione la cui quantità dipende, per quanto stabilimmo all' articolo 2, dalla ineguale affinità delle parti costituenti, congiunta alle relative lor quantità. Quando si è evaporata una simile dissoluzione, non depongonsi d'ordinario che 6 sali, non già 36; questi sali depongonsi, come vedrassi ben tosto, nell'ordine secondo il quale la combinazione di un acido con una base forma un sale insolubile nel liquido rimanente. Questa esposizione contiene la teoria delle acque minerali, o di qualsiasi altra dissoluzione salina, e spiega i risultamenti che ottengonsi nelle loro analisi.

Le regole anteriori sull' affinità di combinazione e sopra i suoi gradi diversi vengono talvolta modificate da circostanze particolari, per modo che il risultato sembra del tutto contrario alla regola. Queste circostanze, fatteci conoscere in gran parte dalle sagacissime indagini di Berthollet intorno all' affinità, son le seguenti: 1.° l' influenza della temperatura sui gradi di affinità; 2.° la maggiore o minore volatilità de' corpi; 3.° i loro differenti gradi di solubilità; 4° le varie combinazioni che possono produrre i corpi.

1.° *Modificazioni dipendenti dalla temperatura.* Queste modificazioni si manifestano quando l' affinità de' corpi varia variando il grado della temperatura. Abbiamo veduto che il mercurio assorbe ad una certa temperatura l' ossigeno dell' aria, e l' abbandona, e si ripristina

ad un'altra temperatura; che il cobalto e il nichelio convertonsi ad una certa temperatura in surossidi, i quali si riducono ad una temperatura più alta allo stato di ossidi; che, alla temperatura dell' acqua bollente, l' argento riduce il solfato ferrico allo stato di solfato ferroso, e disciogliesi, mentre il sale ferroso assorbe alla temperatura ordinaria l' ossigeno che avea ceduto all' argento, e ne lo precipita; ecc. ecc.

2.º *Modificazioni procedenti dalla volatilità dei corpi.* Quando due corpi A e B tendono a combinarsi con un terzo corpo C, ed il corpo A, ch' è il più forte, siasi già combinato col corpo C, B nullameno può scacciar A quando questo è per sè stesso volatile, e lo si evapori, ovvero si possa svolgere sotto forma di gas. Perciocchè al momento in che il corpo B comincia ad agire, in proporzione della sua quantità e della sua affinità, una parte di A, resa libera, si svolge, e quindi non si oppone più alla tendenza del corpo B a combinarsi con nuove quantità di C. Se il corpo A non è volatile alla temperatura ordinaria, ma lo divenga a temperatura più alta, la decomposizione completa non avviene che alla temperatura in cui A comincia a divenire volatile. Esempio: l' acido nitrico è un acido molto più forte dell' acido borico, ma è volatile: lo si può dunque scacciare dalle sue combinazioni mescendolo coll' acido borico e riscaldando il miscuglio. Il potassio decompone l' ossido ferroso alla temperatura ordinaria dell' atmosfera, mentre la potassa viene decomposta dal ferro ad una temperatura bastante per volatilizzare il potassio.

Opponendosi con mezzi meccanici allo svolgimento del corpo volatile, la decomposizione si arresta ad un certo grado di pressione. Se s' introducono, ad esempio, alcuni pezzetti di carbonato calcico in un vase di vetro forte, vi si versi sopra un acido diluito fino ad un certo punto, e chiudasi il vase ermeticamente, la soluzione dopo qualche tempo si arresta, e il carbonato calcico non viene intaccato più per quanto tempo lo si lasci nell' acido; ma se sturasi il fiasco, il sale si ricomincia a disciorre dopo qualche minuto. Lo stesso fenome-

no avviene trattando lo zinco coll' acido solforico diluito in un forte vaso e ben chiuso. La soluzione si arresta dopo qualche tempo, e ricomincia quando apresi il vase. Introducendo un amalgama di potassio in una dissoluzione di sale ammoniaco, l' acqua ed il sale ammoniaco rimangono decomposti; ma otturando il vase, il sale ammoniaco solo si decompone, e l' amalgama da ultimo diviene tanto carico di ammonio che nuota alla superficie del liquido.

Mescendo due corpi composti AB e CD, ed esponendoli ad una temperatura bastante per volatilizzare una combinazione di A con D, i due corpi si decompongono a questa temperatura, quand' anche l'affinità di A per B fosse la maggiore; AD si volatilizza e rimane CD. — Esempio: il borato ammonico e il sale marino non si decompongono alla temperatura ordinaria, ma quando si espone il miscuglio di questi due sali ad una temperatura più alta, sublimasi del sale ammoniaco, e rimane un borato sodico.

Se per l' opposto i quattro corpi A, B, C e D possano riunirsi per virtù della loro reciproca affinità in una sola combinazione A B C D, ma B formi con C un composto volatile ad una temperatura più alta, A B C D si trasforma a questa temperatura in B C che si volatilizza, ed in A D che rimane fisso. Tutti i corpi che vengono decomposti colla distillazione, e lasciano per residuo combinazioni di parti costituenti fisse, danno esempli di questa regola. I sali doppii che contengono ammoniaca ed un acido volatile vengono decomposti colla distillazione, per guisa che l' ammoniaca sublimasi colla metà dell' acido, mentre l' altra base resta combinata colla metà rimanente. L' oro e l' argento fulminanti offrono anch' essi esempio di questa modificazione dell' affinità, benchè la loro forza esplosiva non si possa spiegare che ammettendo un' azione elettro-chimica.

3.° *Modificazioni procedenti dal grado di solubilità de' corpi.* I chimici operano d' ordinario sopra soluzioni nelle quali il solvente ha una gran parte; spesso ottiensi un risultamento diverso da quello che

dovrebbesi attendere secondo la regola, poichè il dissolvente è dotato o sprovveduto d' affinità per l'uno o l'altro prodotto.

Quando due corpi A e B sieno affini ad un terzo corpo C, e tendano ciascuno di per sè a combinarsi con questo corpo, ma l'uno o l' altro di essi formi con C una combinazione insolubile nell' acqua, questa combinazione insolubile si separa quando mesconsi questi corpi allo stato di soluzione acquosa. Se A ha per C più affinità che B, e BC è insolubile, precipitasi, in onta all' azione contraria dell' affinità primitiva, una maggior quantità di BC che non sarebbesi formata secondo la regola se BC fosse stato solubile; poichè la parte precipitata si sottrasse all' influenza de' corpi disciolti, e l' affinità di A pel dissolvente diminuisce la sua affinità per C. Formasi una quantità di BC tanto maggiore quanto questo corpo è più vicino alla insolubilità perfetta, e *vice versa*. Se, al contrario, esiste una gran differenza fra l' affinità di A e B per C, non formasi più BC, e B esercita la sua affinità sul dissolvente. Esempio: meschiando una dissoluzione di nitrato calcico con una dissoluzione di acido tartrico, precipitasi un tartrato calcico, poichè questo sale è quasi insolubile nell' acqua, quantunque l' acido tartrico sia più debole dell' acido nitrico. Ma nè l'acido borico nè l' acido carbonico precipitano la più piccola porzione di calce dalla sua dissoluzione nell' acido nitrico, sebbene le combinazioni di questi acidi colla calce sieno insolubili; perciocchè l' affinità dell' acido nitrico per la calce è molto maggiore di quella degli altri due acidi.

Se mesconsi alcune soluzioni acquee dei due corpi composti, AB e CD, nei quali A ha la maggiore affinità per B, mentre A può formare una combinazione insolubile con D, ottiensi all' istante medesimo un precipitato di AD, e CB rimane disciolto. Se AD, anzichè esser insolubile, fosse soltanto meno solubile di AB, CB e CD, evaporando la dissoluzione, AD cristallizza; oppure, se AD tende alla efflorescenza, abbandonando il miscuglio a sè stesso, AD fiorisce a poco a poco e CB rimane disciolto. Questa modificazione della regola ha poche ec-

cezioni, le quali si ristringono alle occasioni in cui la differenza fra i gradi di affinità di AB e CD è grandissima. - Esempii: Quando si mesce una dissoluzione di cloruro calcico col borato o col carbonato ammonico, si precipita un borato od un carbonato calcico; poichè questa combinazione è insolubile, e l'intervento dell' affinità dell' ammonio pel cloro produce un effetto che non si potrebbe ottenere coll'acido borico e coll' acido carbonico soli, come vedemmo nell'esempio sopraccitato. Allorchè meschiasi una soluzione di solfato magnesico con una dissoluzione di cloruro sodico, e si evapora il liquore, si depone, durante l'evaporazione, del sale marino, poichè questo sale forma a tale temperatura la combinazione meno solubile, benchè la soda sia la base più forte, e l'acido solforico l'acido più forte. Ma se si espone il miscuglio ad un freddo di 3° , si ottengono cristalli di solfato sodico, dappoichè questo sale forma la combinazione meno solubile a questa temperatura. Vedesi qualche efflorescenza di carbonato sodico alla superficie di un miscuglio di poco sale marino con molto carbonato calcico; il quale miscuglio tal volta s' incontra nelle malte. Questo sale riveste sovente, sotto forma d'una lanuggine finissima, i vecchi muri non esposti alla pioggia.

4.° *Modificazioni prodotte da combinazioni particolari.* Quando due corpi A e B tendono a scompartirsi fra un terzo corpo C , la cui quantità sia insufficiente alla saturazione dei due corpi, avviene che se A possede affinità per B , A si scompartisce fra B e C. — Esempio : Mescendo certi sali metallici, come il cloruro aurico o ferrico, con un eccesso d'ammoniaca, il cloro si scomparte fra il metallo e l'ammonio, finchè l'ammoniaca non vi predomina; ma dappoichè vi ha eccesso di ammoniaca, questa si scompartisce fra il cloro e il metallo, per modo che ottiensi del sale ammoniaco e dell' oro fulminante o dell' ossido ferrico contenente ammoniaca.

Si può del pari comprendere in questa modificazione il mutamento che osservasi in alcuni fenomeni di decomposizione originato dalla tendenza che hanno certi acidi a formare de' sursali, per la quale le

loro combinazioni neutre vengono trasformate talvolta in sali acidi dagli acidi più deboli. Così il fosfato calcico, ch' è insolubile, e le cui parti costituenti hanno tanta affinità le une per le altre che niuna delle basi salificabili forti lo separa, viene facilmente decomposto da acidi debolissimi che le trasformano in surfosfato; quest'ultimo non viene decomposto che dagli acidi forti, in proporzione delle lor masse sommate colle loro affinità primitive.

È necessario anche attribuire a tale modificazione la tendenza che certe basi dimostrano a formare de' sali basici con diversi acidi, e dei sali doppi neutri o basici con altri sali. La combinazione dell'acido solforico cogli ossidi manganoso, rameico, magnesico, non viene completamente precipitata dall' ammoniaca, quantunque ogni molecola, che separasi dalla combinazione, divenga all'istante stesso insolubile e cessi per conseguenza di agire colla sua massa in senso contrario della decomposizione. La impotenza dell'ammoniaca a precipitare tutto l'ossido metallico deriva, in tal caso, dal combinarsi questi sali in certe proporzioni coll'alcali, per produrre de'sali doppii, che non vengono decomposti da una maggiore quantità d'ammoniaca. La storia de' sali ci offre varii esempi di tal genere.

Diedesi il nome di affinità *predisponente* ad un' altra varietà dell'affinità di combinazione, che dev'esser compresa in questa stessa modificazione. Ecco in che consiste:

Quando aggiungesi alle combinazioni A B e C B un terzo corpo D, che abbia affinità per B, ma meno che A o C, non dovrebbesi formare D B secondo la regola; però avviene il contrario ne'casi seguenti: 1.° Quando AB ha per DB maggiore affinità che per CB, D scaccia il corpo C, benchè più forte, dalla combinazione con B, in virtù d'una affinità composta dell' affinità di D per B e di quella di AB per DB, la cui somma è maggiore della somma dell' affinità di C per B e di AB per CB. — Esempio: La decomposizione dell' acqua durante la dissoluzione del ferro o dello zinco, operata col mezzo dell'acido solforico diluito. 2.° Quando AB ha maggiore affinità per C $\frac{1}{2}$ B che per

CB, l' altra metà di B combinasi con D, in modo di produrre DB: la combinazione si opera in virtù d'un'affinità composta dell'affinità di D per B, e di quella di AB per C $\frac{1}{2}$ B. — Esempio: La dissoluzione dell'argento in una dissoluzione bollente di solfato ferrico.

Non è dubbio ch' esistono ancora alcune altre modificazioni nelle leggi dell'affinità, massime quando cooperano molti corpi; ma queste modificazioni si possono tutte riferire all'uno o all' altro degli esempii più semplici, anteriormente citati.

TEORIA DELLE PROPORZIONI CHIMICHE
E INFLUENZA CHIMICA
DELL' ELETTRICITA' NELLA NATURA INORGANICA.



I. *Sposizione istorica della origine e degli avanzamenti della teoria delle proporzioni chimiche.*

Dappoichè cominciossi a considerare i corpi come composti di elementi semplici, sembra pure essersi ammesso che, ne'corpi composti, gli stessi caratteri esterni e le medesime proprietà interne indicassero una combinazione degli stessi elementi nelle medesime proporzioni. Questa idea si trova adottata da'filosofi de' tempi più antichi, in cui la esperienza non era per anco venuta in soccorso della speculazione. Essa appartiene già alla filosófia di Pitagora; e Filone, autore del Libro della *Sapienza*, compreso fra gli apocrifi della santa Scrittura, il quale si crede vissuto a' tempi di Caligola, si esprime nel secondo capitolo, v. 22: *Dio tutto fece con misura*, *numero e peso.* Nullameno, fino a'dì nostri i filosofi non ebbero che un oscuro presentimento di tal verità; non v'ha dubbio però che dal convincimento dell'aggiustatezza di questa idea provenne il primo tentativo di una esatta analisi chimica. Nè questo tentativo è già antico; comunque non si possa dir con certezza quale fu il primo chimico che si accinse a determinare per mezzo dell' analisi di un corpo la proporzione de' suoi principii costituenti, è nondimeno bastantemente provato che l'arte di fare con precisione queste sperienze non oltrepassa l'ultima metà del secolo passato e dal perfezionamento di essa dipende la teorica delle chimiche proporzioni.

Wenzel, chimico allemanno, sembra essere stato il primo a fermar l' attenzione sopra questi rapporti, e a studiar di verificarli colle sperienze. Esaminò egli un fenomeno che avea già colpito i chimici; quello, cioè, che due sali neutri conservano la loro neutralità anche dopo essersi mutuamente decomposti. Spose il risultamento di queste sperienze in una memoria intitolata: *Lehre von der Verwandschaften* ossia *Teoria delle affinità*, pubblicata a Dresda nel 1777; e provò con analisi singolarmente esatte che questo fenomeno dipendeva dalla circostanza che i rapporti relativi tra le quantità di alcali e di terre, che saturano una data quantità dello stesso acido, sono gli stessi per tutti gli acidi: così che se si decompone, ad esempio, il nitrato calcico col solfato potassico, il nitrato potassico e il solfato calcico che ne risultano serbano la loro neutralità, poichè la quantità di potassa, che satura un dato peso di acido nitrico, stà alla quantità di calce che satura la stessa quantità di acido nitrico come la potassa alla calce che neutralizza una data porzione di acido solforico. I risultati numerici delle sperienze di Wenzel sono più esatti di quelli d'ogni altro chimico dell'età sua; e la maggior parte vennero confermati dalle migliori analisi appresso eseguite. Tuttavolta, vi si diè appena attenzione, e si ammisero, sull'autorità di nomi più celebri, altri risultamenti di minore esattezza, ch' erano d'altra parte contraddetti dal fenomeno sì bene spiegato da Wenzel.

Bergmann, le cui opere a ragione ottennero tanta celebrità, s'accorse anch' esso de' fenomeni prodotti dalle chimiche proporzioni, e gli espose in una dissertazione impressa ad Upsal nel 1782 intitolata *De diversa phlogisti quantitate in metallis.* In essa egli riferisce moltissimi sperimenti sulla mutua precipitazione dei metalli e conchiude: *Phlogisti mutuas quantitates praecipitantis et praecipitandi ponderibus esse inversae proportionales.*

Bergmann si occupò molto sugli avanzamenti della teorica delle affinità, e si accinse a spiegare il fenomeno della conservazione di neutralità de'sali neutri dopo la mutua loro decomposizione: tuttavia

le sue analisi non essendo tanto esatte quanto quelle di Wenzel, non gli disvelarono la bella spiegazione da questo ritrovata.

A J. B. Richter, chimico di Berlino, principalmente dobbiamo la prima positiva indicazione delle chimiche proporzioni fondata su numerose sperienze, alle quali, per quanto sembra, questo dotto consacrò gran parte della sua vita. Si studiò egli di dare alla chimica una forma del tutto matematica in un' opera intitolata : *Stochiometria chimica*; nella quale per altro la sua imaginazione non ebbe sempre per guida l' esperienza. Noi lasceremo da parte i suoi errori, e ci occuperemo soltanto dei suoi studi intorno alle proporzioni chimiche. Se ne trova la esposizione in un'opera periodica che pubblicò sotto il titolo: *Ueber die neueren Gegenstaende der Chemie* ossia *sui nuovi oggetti della Chimica*, nella quale egli mise ad epigrafe il motto del libro della Sapienza già citato. Massime ne' fascicoli 7, 8 e 9 impressi dal 1796 al 1798, si trovano sperimenti degnissimi di tutta attenzione sulle proporzioni chimiche. Esamina quivi il fenomeno osservato da Wenzel, lo spiega allo stesso suo modo, si studia di determinare la relativa capacità di saturazione delle basi e degli acidi, fa poscia osservare che nella precipitazione de' metalli gli uni cogli altri la neutralità del liquido non è per nulla alterata, e ne dà una spiegazione di cui anche oggi si ammette l' aggiustatezza.

Leggendo le opere di Richter sulle proporzioni chimiche è da maravigliare che lo studio di tali rapporti abbia potuto restare negletto un solo istante. V'ha però in Richter una circostanza che contribuisce a scemare l'impressione sulla mente del lettore; quella è che i risultati numerici delle sue esperienze non sono esattissimi. Ne'suoi confronti e' parte quasi sempre dal carbonato di allumina, combinazione che ora sappiamo non poter esistere. I di lui sperimenti abbisognavano di essere ripetuti per togliere la sospezione in cui naturalmente è tratta la mente del lettore che il desiderio di vedere confermato il suo sistema abbia spinto l' autore a tali risultamenti. Oltracciò il suo stile sente del singolare: adotta le scoperte della scuola antiflogistica

e non sa risolversi ad abbandonare del tutto il linguaggio dei flogisticanti; studiandosi di tenere il mezzo de' due partiti, dispiacque ad amendue.

Si può per altro presumere che ciò che allontanò qualche tempo i chimici dal fermarsi sullo studio relativo alle proporzioni determinate sia stato in ispecie la grande rivoluzione alla quale soggiacque nell' ultima epoca la teoria di questa scienza da cui insieme al flogisto furono tutte sbandite le vaghe speculazioni per adottarci in iscambio il risultato delle sperienze e delle indagini. I chimici quasi non meditavano più che il sistema di Lavoiser, e la lotta che questo ebbe a sostenere, sviò le loro menti da quanto non apparteneva direttamente alla nuova teoria ed alla sua applicazione per ispiegare i fatti già noti.

Questo sistema alla fine venne generalmente adottato; i più ostinati avversarii conobbero che meritava di essere preferito a quelli di Stahl e di Becker, e la maggior parte de' chimici contemporanei lo seguirono nello studio della scienza. Allora divisesi l' attenzione già da gran tempo fermata su questo punto; e cominciossi, sotto l' egida della nuova teoria, a rivolgere lo studio della chimica su tutte le parti di questa scienza. Si può dire pertanto che lo sviluppamento del principio delle proporzioni chimiche venne per qualche tempo ritardato da quello del sistema antiflogistico che nacque in quel medesimo torno.

Negli scritti di Lavoisier nulla ritrovasi di positivo sulle proporzioni chimiche, quando non fosse la differenza ch' egli introduce fra *soluzione* e *dissoluzione*; potendo l' una avvenire in tutte le proporzioni, e l'altra, cangiando la natura de' corpi disciolti, non ammette che proporzioni fisse e invariabili.

Poco dopo che s' era adottato il sistema di Lavoisier, Berthollet, uno de' più celebri suoi cooperatori, publicò un' opera intitolata: *Essai de statique Chimique* a Parigi, 1803, in cui espose in modo veramente filosofico le affinità chimiche ed i fenomeni che ne dipen-

dono. Si studiò egli di provare in questa opera, che le forze attive non sono tanto numerose quanto potrebbe supporsi dalla diversità dei fenomeni; mostrò la probabilità della produzione di questi per effetto di una medesima forza principale; come è la forza che attrae i corpi verso la terra, la stessa di quella che ritiene i pianeti nelle lor orbite intorno al sole. Previde, oltre ciò, che perverrebbesi un giorno a calcolare gli effetti della prima di queste forze, come si erano da molto tempo calcolati gli effetti della seconda. E tendendo per minuto queste idee, Berthollet procacciò di stabilire che la pretesa differenza fra soluzione e dissoluzione solo consiste nei varii gradi di forza d' una medesima affinità, essendo il grado della prima più debole di quello della seconda. Gli elementi, egli disse, hanno il loro massimo e il loro minimo, oltre i quali non si possono combinare; ma fra questi due limiti essi possono combinarsi in tutte le proporzioni. Quando alcuni corpi combinansi in rapporti fissi e invariabili, questi fenomeni debbonsi attribuire ad altre circostanze, come la coesione, per cui una combinazione tende a divenir solida, e l'espansione che la fa passare allo stato di gas. Gli elementi che, combinandosi, provano una forte condensazione, si uniscono sempre in proporzioni fisse; per ciò avviene, per esempio, che il gas ossigeno e il gas idrogeno non si combinano mai che in una sola proporzione; ma quando, d'altra parte, gli elementi combinati rimangono allo stato medesimo di densità, le combinazioni avvengono in tutte le proporzioni fra il massimo e il minimo. Secondo quest'opinione, la invariabilità nei rapporti degli elementi degli acidi, dei sali, ecc. non dipende che dalla cristallizzazione, dalla precipitazione, o, quando sono allo stato di gas, dalla condensazione. Berthollet fece moltissime sperienze ingegnose per dimostrare il vero di questa asserzione; e sebbene al presente si conosca ch' essa non ispiega del tutto i fatti moltiplici scoperti da più recenti investigazioni, è forza confessare che questo dotto espose le sue opinioni nonchè le prove, sulle quali seppe appuntellarle, con tale sagacia e chiarezza, che traggono al convincimento. Esaminando poscia gli

studii di Richter sulle capacità di saturazione delle basi e degli acidi, trovò numeri diversi da quelli di Richter medesimo.

Berthollet provò irrepugnabilmente, che la int ensità dell' azione chimica de'corpi, gli uni sugli altri,non dipende solo dal grado della affinità loro, ma anche dalla quantità del corpo che la esercita, cioè dalla massa. Questo fenomeno non avviene che quando i corpi, che tendono a combinarsi, e le nuove combinazioni risultanti, conservano il mutuo loro contatto, cioè la loro forma liquida od il loro stato di soluzione (1).

La statica chimica di Berthollet diede luogo ad una discussione tra lui e Proust intorno la invariabilità delle proporzioni di alcune combinazioni: discussione importantissima per la solidità degli argomenti esposti da ambe le parti, e per la moderazione con cui venne sostenuta. Si credette dapprima che gli effetti dell' azione della massa chimica, costanti ne' liquidi, potessero estendersi anche alle combinazioni solide, come gli ossidi metallici, ammettendo che fra il massimo e il minimo d'ossidazione d' un metallo potesse esservi un numero infinito di combinazioni. Proust dedicossi massimamente a provare che questa idea era inesatta, e dimostrò che i metalli non formano col solfo, nè coll' ossigeno, che una o due combinazioni in proporzioni fisse e invariabili, non essendo pel fatto tutti i gradi intermedii, che si credevano esistere, che altrettanti miscugli di due combinazioni a proporzioni invariabili. Berthollet si difese con una sagacia che tenne sospesa la mente de' leggitori anche quando la loro propria sperienza stava a favore delle opinioni di Proust; ma le moltissime analisi, fatte da allora in poi, hanno deciso la quistione secondo

(1) Questa circostanza non sembra favorire il principio delle proporzioni chimiche generali: essa sarebbe anzi del tutto contraria se non si potesse provare che la combinazione d' un corpo solido con un liquido, che lo discioglie senza alterarne le proprietà chimiche, è d' una natura affatto diversa da quella d' una combinazione detta chimica: per esempio, il nitro combinasi coll'acqua in una dissoluzione di questo sale, in tutt' altro modo che il carbonato magnesico ordinario è combinato con una certa porzione di acqua che ne fa parte costituente, ma che non gli comunica fluidità e non lo rende solubile.

i pensamenti di quest' ultimo. Alquanto prima delle opere di Richter e di Berthollet, un dotto irlandese, Higgins, avea pubblicato un' opera intitolata: *A comparative view of the phlogistic and antiphlogistic theories* (1789), nella quale considerava sotto un nuovo punto di vista i diversi gradi di combinazione che possono aver luogo fra i medesimi corpi. Egli stabilì che i corpi sono composti di particelle o di atomi. Secondo la sua opinione, un nuovo atomo di ossigeno aggiunto ad un ossido, cioè ad un corpo composto d' un atomo di radicale e d' un atomo di ossigeno, produce un nuovo grado di ossidazione. Parve tuttavia ch' egli stesso non desse alcuna importanza a tale ipotesi, nè procacciò mostrarne la verità con niuna sperienza analitica: non previde nè meno le proporzioni multiple che ne sono la necessaria conseguenza. La sua opera attrasse poca attenzione, e ben presto cadde nell' oblio (1).

Quindici anni dopo, Giovanni Dalton die' nuova vita alla stessa idea, ne fece un' applicazione più estesa ai fenomeni chimici, e si studiò di verificarla coi risultamenti delle migliori analisi. I primi scritti pubblicati da Dalton, intorno a questa materia, non furono esposti con tanta chiarezza da attrarre una grande attenzione, e pochi chimici si accorsero del loro scopo. Inserì nel giornale di Nicholson, del 1807, una piccola tavola contenente i pesi assoluti di alcuni corpi, vale a dire le quantità relative nelle quali i corpi combinansi di preferenza, o i pesi relativi dei loro atomi. Publicò l' anno seguente il primo volume d' un nuovo sistema di chimica, col titolo di *New system of chemical philosophy*, il cui secondo volume comparve nel 1810. Secondo questo sistema i corpi sono composti di atomi, ed un atomo di un elemento può combinarsi con 1, 2, 3, ec. atomi d' un altro elemento, ma non già con gradi intermedii o frazioni di atomi. Del pari, un atomo d'un corpo composto può combinarsi con 1, 2, 3, ec. atomi d' un altro corpo

(1) Trent' anni dopo, Higgins volle provare che questa ipotesi, di cui non avea fatto che un' applicazione limitatissima, doveva farlo considerare come l' autore delle proporzioni multiple.

composto. Questa ipotesi venne poscia corroborata da numerose sperienze; senza esagerazione può dirsi ch' è uno de' maggiori avanzamenti fatto dalla chimica verso il suo perfezionamento. Dalton suppone che gli atomi elementari si combinino di preferenza uno ad uno; e tutte le volte in cui noi non conosciamo che una sola combinazione di due sostanze, egli la considera come composta di un atomo di ciascheduna. Se ve n' ha di più, considera la prima come composta, per esempio di A + B; la seconda di A + 2 B; la terza di A + 3 B, ec. Nel nuovo sistema chimico, Dalton esamina i corpi ossidati, ed indica il numero di atomi ch' egli suppone essersi contenuti. Sembra peraltro che in tale opera questo dotto illustre siasi troppo poco appoggiato all' esperienza, e forse non fu cauto abbastanza nell' applicare la nuova ipotesi al sistema della chimica. Mi parve che nel piccolo numero di analisi da lui pubblicate si potesse talvolta travedere il desiderio dell' autore di ottenere un tale risultamento; dal che è necessario scrupolosamente guardarsi quando si cercano pruove a favore o contro una teorica per la quale siamo prevenuti. Nullameno, a Dalton si deve l' onore della scoperta di questa parte delle proporzioni chimiche da noi addimandate *le proporzioni multiple*, non prima d' ora osservate da alcuno de' suoi predecessori. Esse sono, per così dire, il fondamento delle proporzioni chimiche, ma non ne costituiscono tutta la teoria, e non sono sufficienti a determinare i fenomeni delle proporzioni chimiche, come noi gli abbiamo osservati, e come vedrassi più avanti. Nel tempo stesso in cui Dalton pubblicava il suo sistema, lo insegnava anche pubblicamente in Inghilterra; e ciò, oltre ad una memoria di Wollaston sulle proporzioni multiple dell' acido ossalico nelle sue tre combinazioni colla potassa, inserita nel giornale di Nicholson (novembre 1808), attrasse più universalmente l' attenzione de' chimici su questa parte della scienza.

In un lavoro sulla eudiometria, Humboldt e Gay-Lussac scopersero, nel 1806, che un volume di gas ossigeno combinato con due volumi di gas idrogeno produce l' acqua. Gay-Lussac, proseguendo le

investigazioni alle quali questa osservazione lo condusse, scoperse, qualche tempo dopo, che i corpi gaseiformi in generale si combinano in tal modo che una misura di gas assorbe 1, 1 $\frac{1}{2}$, 2, 3, ec. misure di un altro gas; vale a dire, che i gas si combinano od a volumi uguali, o che il volume dell' uno è un multiplo di quello dell' altro. La sua *Memoria sulla combinazione delle sostanze gasose le une colle altre*, è inserita nelle *Memorie d'Arcueil, t. II*, Parigi, 1809. Se si sostituisca il nome di *atomo* a quello di *volume*, e raffigurinsi i corpi allo stato solido, in vece di essere allo stato gasoso, trovasi nella scoperta di Gay-Lussac una delle maggiori prove che favoriscono la ipotesi di Dalton. Gay-Lussac fu contento di avere dimostrato i rapporti ne' quali combinansi le sostanze gaseiformi, le quali combinazioni, secondo la statica di Berthollet, debbono sempre avvenire in proporzioni invariabili; ma non fece alcuna applicazione più generale di questa scoperta.

Dalton, anzi che stare contento alla conferma che Gay-Lussac coi suoi sperimenti dava alle di lui speculazioni, si avvisò di provare, che questo dotto s'era ingannato, e che i corpi gaseiformi non si combinano in uguali misure. Le sperienze di Gay-Lussac peraltro vennero raffermate da quelle di altri chimici; ed al presente si considerano come bene provati i risultamenti generali ch'egli ne ottenne. Esaminata inoltre la precipitazione dei metalli gli uni con gli altri, ottenne i medesimi risultamenti di Bergmann e di Richter.

Infine, per dar termine alla breve storia di tutti i lavori relativi alle chimiche proporzioni, debbo aggiungere, che dall'anno 1807 fino ad oggi indefessamente mi sono applicato a studiarle. Le diverse memorie, cui diedero origine le mie investigazioni intorno a questo subbietto, si ritrovano nell' opera svedese intitolata: *Afhandlingar i Fysik, Kemi och Mineralogie*, o *Memorie relative alla fisica, alla chimica ed alla mineralogia*, T. III, IV, V e VI, nonchè nelle *Memorie dell' Accademia delle scienze di Stocolma*, per l' anno 1813.

Dovendo pubblicare un Trattato elementare di chimica, io trascorsi,

fra le altre opere che non si leggono generalmente, le *Memorie di Richter* di cui abbiamo parlato. Rimasi attonito delle cognizioni sulla composizione dei sali, e sulla precipitazione dei metalli l'uno coll'altro, che ci trovai, e dalle quali non erasi peranco tratto alcun frutto. Risulta dalle indagini di Richter, che con qualche esatta analisi di alcuni sali, si potrebbe con precisione determinare la composizione di tutti gli altri sali. Ne diedi un sunto nel mio Trattato elementare, T. I, p. 398 della prima edizione del 1807, e nel tempo stesso mi sono prefisso di analizzare una serie di sali, il che fatto, sarebbe stato inutile esaminare gli altri. È evidente che se si sottopongono all' analisi tutti i sali formati da un acido, per esempio, dall' acido solforico con tutte le basi, e quelli formati da una base, per esempio, la barite con tutti gli acidi, si avranno i dati necessarii per determinare la composizione di tutti i sali formati da una doppia decomposizione, conservando la neutralità loro. Mentre io metteva ad effetto questo mio disegno, la composizione degli alcali venne scoperta da Davy. Io ho ritrovato, al pari di altri chimici, che l' ammoniaca lasciava al polo negativo della pila elettrica un corpo dotato delle proprietà di un metallo, e ne conchiusi che questo alcali si doveva considerare come un ossido, la cui quantità d' ossigeno, benchè impossibile a dimostrarsi, con una esperienza diretta, dovesse essere calcolata dai fenomeni della precipitazione dei metalli di cui abbiamo parlato. Lo studio di questi fenomeni doveva dunque far parte delle mie esperienze; e quando ebbi notizia delle opinioni di Dalton sopra le proporzioni multiple, trovai, nelle molte analisi onde io avea i risultati, tale conferma di questa teorica, che non potei far a meno di esaminare i detti fenomeni: a tal modo il piano della mia opera sopra una parte dapprima limitatissima delle proporzioni chimiche sempre più crebbe, ed abbracciò finalmente le proporzioni in tutta la loro estensione, di che io era ben lungi d'avere una giusta idea quando diedi principio a' miei sperimenti. Essi mi diedero dapprima risultati ben diversi da quelli che io mi attendeva. Ripetendoli reiterata-

mente, adottando nuovi metodi, mi accorsi degli errori commessi: illuminato di questi errori dalla mia propria esperienza, pervenni a trovare, con migliori metodi, una grande corrispondenza fra il risultamento delle analisi e i calcoli della teorica. Il confronto di tali risultati originò successivamente nuovi pensieri che richiedevano venir messi ad atto, per modo che l' opera crebbe di mole e forse anche d' importanza.

II. *Occhiata sulla teoria delle proporzioni chimiche e loro cagione.*

La teoria non è che una maniera di considerare l'intrinseco dei fenomeni: essa è ammissibile e sufficiente finchè può dar ragione dei fatti già conosciuti. Peraltro può essere inesatta, benchè in un certo periodo degli avanzamenti della scienza essa le serva ottimamente di vera teoria. Le sperienze crescono di numero, si scuoprono nuovi fatti che colla teorica conciliar non si possono, è giocoforza cercare un' altra spiegazione ugualmente applicabile a' nuovi fatti, e in tal guisa di secolo in secolo probabilmente si cangeranno i modi di rappresentarsi i fenomeni nelle scienze, senza forse trovarne già mai di veraci; ma quand' anche fosse impossibile giungere a questo termine de' nostri lavori, si dovrebbe nullameno fare ogni sforzo di avvicinarvisi.

Nella incertezza inseparabile da qual siasi speculazione puramente teorica, accade talvolta che due spiegazioni diverse possono ammettersi del pari: diviene allor necessario studiarle amendue, e benchè la nostra incertezza ognor più si accresca, essa non dee scemare i nostri sforzi per iscuoprire la verità, poichè il vero dotto, quegli che si applica a conoscere più che a credere, studia le probabilità, e non accorda la preferenza ad alcuna opinione quando fondata non sia su prove decisive.

Trattando le scienze, ci è ognor necessaria una teoria per dispor-

re le nostre idee in un certo ordine senza il quale le particolarità diverrebbero troppo difficili a ritenersi. Noi abbiamo una teoria quando essa spiega tutt' i fatti conosciuti. Ov' essa sia generalmente adottata, sovente è utilissimo per la scienza potersi provare che i fenomeni ammettono anche un' altra spiegazione ; ma non ne segue per ciò che la prima teoria debba considerarsi come inesatta; ed è sempre innovazione biasimevole il mutar una maniera di spiegare già adottata, per una nuova, la cui aggiustatezza non sia fondata su maggiori probabilità. Egli è indispensabile adunque provare dapprima che la teoria generalmente introdotta è inesatta; e che ne abbisogna un'altra. Quanto poi a quella che le si sostituisce, null'altro si può provare salvo che meglio convenga ai fatti conosciuti a quell' epoca.

Le scoperte sulle proporzioni chimiche e sulla influenza esercitata dall' elettricismo nelle affinità chimiche, esigono un cangiamento nella maniera attuale di dar ragione de' fenomeni; e questo appunto deve giustificare il tentativo per trovarne una nuova che meglio si accordi co' fatti.

Convinti che gli elementi, massime nella natura inorganica, combinansi in certe proporzioni semplici e determinate, fra le quali non v' hanno gradi intermedii, è mestiero procurare di farsi una idea della cagione di questo considerabilissimo fenomeno.

La filosofia speculativa di alcune scuole alemanne cominciato avendo ad estendersi alle teoriche delle scienze esatte, ritrovò, non senza un certo presentimento della verità, un nuovo sistema chiamato *dinamico*, perchè stabilisce essere la materia il risultato della tendenza in senso opposto di due forze, l' una *contrattiva* l' altra *espansiva*, la prima delle quali se pervenisse a soggettar l' altra del tutto, ridurrebbe la materia dell' universo intero ad un punto matematico. Suppone questa teoria, che gli elementi al momento della chimica loro combinazione si compenetrino mutuamente, e la neutralizzazione delle loro proprietà chimiche, che è più spesso risultante da questa riunione, consista in tale mutua compenetrazione. E di

vero, a cagione di questa maniera di considerare la combinazione chimica, i fenomeni delle proporzioni determinate riuscirono i più imprevisti alla filosofia, nell'epoca in cui si cominciò a scoprirli ed a verificarli. Sarebbero anche rimasti per sempre sconosciuti sotto il dominio di questa filosofia, massime per l' avviamento che prese ne'tre ultimi lustri; ma quanto men prevedevansi, tanto più dovevano necessariamente condurre a metodi di considerare e spiegare i fatti chimici, ben diversi da quelli offerti dalla filosofia dinamica: ciò appunto avvenne.

Ove, senza avere preoccupata la mente dalle dottrine di una scuola filosofica qualunque, ci studiam di farci una idea della causa delle proporzioni chimiche, quella che ci si offre come la più verisimile e conforme alla nostra generale sperienza, è che i corpi sieno composti di particelle le quali, essendo sempre d' una stessa grandezza e d' un medesimo peso, devono essere meccanicamente indivisibili, e debbono unirsi per guisa che una particella di un elemento si combini con 1, 2, 3, ec. particelle di un altro. Questa idea, tanto semplice e tanto facile a concepirsi, spiega tutti i fenomeni delle proporzioni chimiche, quelli particolarmente che diconsi *proporzioni multiple*. Però, tale maniera di considerare i fenomeni divenne soggetto di obbiezioni, le quali derivano in parte da ciò che molti naturalisti, preoccupati per effetto de' loro studi filosofici dall' idea d' una divisibilità all' infinito della materia, rigettano senza esame le idee atomiche come assurde; ma queste difficoltà non sono che temporarie, imperciocchè le obbiezioni che nascono dal non esser convinti, per abitudine, della verità di certe idee filosofiche, perdono di forza a proporzione che vengono dall' esperienza combattute.

Noi confessiamo liberamente: l'opinione de' primi fisici, che i corpi sieno composti di atomi indivisibili, venne accompagnata sovente da assurde finzioni sulla natura di questi atomi; ma un più assennato ragionamento le ha poi da molto tempo rigettate. La divisibilità infinita della materia fu oggetto di discussioni moderne dottissime e ingegnosissi-

me, senza che la esperienza ne abbia potuto dare una dimostrazione; e siccome questa divisibilità è oltre i limiti delle prove positive, si stette contenti a considerarla tanto vera quanto parve possibile e verosimile. In onta per altro alla grande influenza che la decisione di questo argomento dovrebbe avere su quanto esamineremo, noi siamo obbligati di lasciarla da parte, poichè nel nostro caso speculazioni metafisiche non bastano: considereremo dunque come probabile, che la divisione meccanica della materia abbia un certo limite cui non possa sorpassare, sì come un limite esiste per la divisione chimica. I corpi, formati essendo di elementi indecomponibili, debbono esserlo di particelle, la cui grandezza non si possa più ulteriormente dividere, che dir si possono *particelle, atomi, molecole, equivalenti chimici*, ecc. Noi scerremo a preferenza la denominazione di *atomo*, perchè meglio d'ogni altra esprime la nostra idea. Supponiamo adunque che, quando un corpo venne diviso fino ad un certo punto, si ottengano particelle la cui continuità non possa esser distrutta da alcuna forza meccanica, vale a dire la cui continuità dipenda da una forza superiore a tutte quelle che possono produrre divisione meccanica. Queste particelle noi le chiamiamo *atomi*. La loro piccolezza sfugge a' nostri sensi, e la materia è tuttavia divisibile finchè ogni particella cessi di essere apprezzabile; ma ivi pure si limita la nostra facoltà di determinare la sua forma. Però, bene considerate tutte le probabilità, noi abbiamo ogni ragione di rappresentarci i corpi elementari sotto una forma sferica, poichè è quella che affetta la materia quando non sia sottomessa alla influenza di forze straniere.

D'altro lato, dobbiamo immaginarci gli atomi de'corpi composti sotto una forma determinata diversa dalla sferica, e del tutto dipendente dal numero degli atomi elementari e dal loro posto reciproco. Può essere che gli atomi dei diversi corpi elementari differiscano fra loro di grandezza; e può anche essere che sieno uguali. La grandezza degli atomi composti deve, all' opposto, esser differentis-

sima, pel numero d'atomi elementari onde sono costituiti; poichè è evidente che l'atomo composto di A + 2 B deve occupare uno spazio maggiore di quello di A + B.

Del resto, quanto più la fantasia senz'alcun freno scorre a immaginar teorie non consultando l'esperienza, tanto minor fiducia esse meritano. Conviene inoltre non diffondersi oltre il necessario per ispiegare i fenomeni; e appunto per ciò noi non ispingeremo più in là sotto questo riguardo le nostre investigazioni ipotetiche.

L' idea di atomi è contraria a quella d' una mutua compenetrazione de' corpi. Nel modo di considerare gli atomi, che chiameremo la *Teoria corpuscolare*, l' unione consiste nella giusta posizione degli atomi la quale dipende da una forza che, fra atomi eterogenei, produce la combinazione chimica, e fra atomi omogenei, la coesione meccanica. Ci rifaremo più avanti sopra tali conghietture intorno alla natura di questa forza. Quando gli atomi di due corpi diversi son combinati, ne risulta un atomo composto, in cui noi supponiamo che la forza producente la combinazione sorpassi all'infinito l'effetto di tutte le circostanze che possono tendere a separare meccanicamente gli atomi uniti. Quest' atomo composto, deve considerarsi tanto indivisibile da forze meccaniche quanto l' atomo elementare.

Questi atomi composti combinansi ad altri atomi composti, donde risultano atomi ancor più composti. Quando questi si combinano ad altri, producono atomi d' una composizione ancor più complicata. È necessario distinguere questi diversi atomi. Noi gli divideremo in atomi del primo, del secondo, del terzo ordine, ec. Quelli del primo ordine sono composti di atomi semplici elementari; essi sono di due specie : *organici* ed *inorganici*. Questi non contengono che due elementi: gli altri ne contengono almeno tre. Gli atomi composti del secondo ordine provengono dagli atomi composti del primo ordine ; gli atomi del terzo, da quelli del secondo, ecc. Per esempio, l' acido solforico, la potassa, l' allumina e l' acqua, sono

tutti *atomi composti del primo ordine*, poichè non contengono che il radicale e l'ossigeno; il solfato potassico e il solfato alluminico sono *atomi composti del secondo ordine*; l'allume secco, che è una combinazione di questi due ultimi sali, è un esempio di un atomo del *terzo ordine*; ed infine, l'allume cristallizzato, contenente molti atomi d'acqua combinati con un atomo di solfato doppio, può citarsi come un esempio di *atomi composti del quarto ordine*. Non si sa per anco fino a qual numero gli ordini possano giungere. L'affinità fra gli atomi composti, decresce in modo accelerato, a misura che il numero degli ordini aumenta, ed il grado d affinità, che esiste ancora negli atomi del terzo ordine, è spesso tanto debole, che non si può scuoprire nelle operazioni pronte e disordinate de' nostri laboratorii. Questa affinità non si manifesta d'ordinario che nelle combinazioni formatesi nel passare che fece il nostro globo lentamente e tranquillamente dallo stato liquido allo stato solido, vale a dire nei minerali. Per ben conoscere la loro natura, sarebbe necessario sapere fin dove può giungere la combinazione degli atomi composti, e quale ne sia l'ultimo ordine. Quanto agli atomi composti organici, si ignora del pari in quanti ordini differenti possano combinarsi, sì fra loro che con gli atomi composti inorganici.

Quand'anche fosse a bastanza provato che i corpi, per quanto dicemmo, sieno composti di atomi indivisibli, non ne verrebbe per tanto che i fenomeni delle proporzioni chimiche, principalmente queglino osservati nella natura inorganica, debbano necessariamente avvenire. È anche necessaria l'esistenza di certe leggi che regolino le combinazioni degli atomi e loro assegnino limiti invariabili; perchè è evidente che se un indeterminato numero di atomi di un elemento potesse combinarsi ad un numero pure indeterminato di un altro elemento, v'avrebbe un numero infinito di combinazioni fra le quali la differenza della quantità relativa de' principii costituenti sarebbe il più spesso tanto piccola da non potersi calcolare nè meno nelle nostre spe-

ienze più esatte. Da queste leggi massimamente dipendono le proporzioni chimiche.

Ora discorreremo delle proporzioni nelle quali gli atomi semplici composti riunisconsi nella natura inorganica, prendendo sempre a guida l' esperienza.

A. *Proporzioni nelle quali combinansi gli atomi de' corpi semplici.*

1.° *Un atomo di un elemento combinasi con uno, due, tre, ec. atomi di un altro elemento.* Ci è tuttavia ignoto qual sia il maggior numero d' atomi di un elemento con cui un atomo di un altro elemento può combinarsi. Partendo dall' idea che possiamo farci degli atomi sferici, ci è forza riconoscere che una sfera non può esser posta in contatto che con dodici altre sfere della grandezza medesima che dovunque l' attorniano. Considerando le combinazioni dell'ossigeno e del solfo, che meglio si conoscono, non troviam gradi di combinazioni più alti di quelli che contengono un atomo di radicale in quattro di ossigeno o di solfo: questa proporzione è anche rara. Il primo e l' ultimo grado di solforazione dell' arsenico, il primo grado di solforazione del ferro e di altre combinazioni, sembrano indicare la esistenza di multipli ancor più elevati; ma tutte le combinazioni nelle quali un atomo d'un elemento è combinato con più di quattro atomi dell'altro elemento, sono rarissime nella natura inorganica e si allontanano dalle proporzioni ordinarie.

In queste combinazioni il metallo elettro-positivo è per lo più l'unità, e vi si trovano più multipli del metallo elettro-negativo. Però questa regola non è generale; poichè conosciamo, per esempio, combinazioni di un atomo di solfo con otto di ferro (sottosolfuro di ferro, p. 243 del II vol., p. I), e d'un atomo di solfo con dodici atomi d' arsenico (sottosolfuro d' arsenico, p. 413 del I vol., p. II), ne' quali il solfo fa l'uficio di elemento elettro-negativo.

Dopo le prime indagini sulle proporzioni chimiche nella natura inorganica, si voleva quasi da principio ammettere come carattere esclusivo del modo di combinazioni inorganiche, che in queste combinazioni un solo atomo di un elemento si combinasse con uno o più atomi dell'altro elemento. Ma l'esperienza più tardi insegnò che la non è così: tuttavolta, il numero dei modi di combinazioni è limitatissimo, e quanto si può aggiungere alla legge precedentemente indicata, si ristringe a ciò che segue:

2.° *Due atomi di un elemento combinansi a* 3, 5 *o* 7 *atomi di un altro elemento.* In tal caso, d'ordinario l'elemento elettro-positivo entra per due atomi, e l'elemento elettro-negativo entra per tre, cinque o sette atomi nella combinazione.

Qui si presenta una quistione importantissima, che non possiamo ancor accertatamente risolvere, ma però è necessario annunziare: *Esistono forse elementi composti, formati di due atomi di un elemento e di due atomi dell'altro, oppure di due atomi di un elemento e di quattro o sei dell'altro, che non possano risultare da numeri più piccoli di un atomo con uno, d'un atomo con due, d'un atomo con tre?*

L'*acqua* è composta di due atomi d'idrogeno e d'uno di ossigeno: combinandosi con un atomo d'ossigeno, produce il surossido idrico. Si formano forse in tal caso due atomi di surossido idrico, composti di un atomo di ogni elemento, o soltanto un atomo composto di due atomi di ciascun elemento?

L'*ammoniaca* è composta in peso di un atomo di nitrogeno e di tre atomi d'idrogeno, il che equivale, come vedremo appresso, a un volume di nitrogeno e tre volumi d'idrogeno, condensati da quattro volumi a due (vedi pag. 314 del I vol. p., II); così che l'ammoniaca contiene una volta e mezzo il suo volume di gas idrogeno. Se paragoniamo le quantità d'ammoniaca che si combinano con una quantità d'acido, per esempio, d'acido solforico o d'acido carbonico, corrispondente al peso di un atomo; o, in brevi parole, la quantità d'ammoniaca che forma de'sali neutri unendosi agli acidi col suo peso atomico, tro-

viamo ch'essa contiene due atomi di nitrogeno e sei d'idrogeno, allo stesso modo che la quantità d'acido nitrico, richiesta a neutralizzare il peso atomico delle basi, contiene due atomi di nitrogeno e cinque atomi di ossigeno. Non potrebbesi ammettere che un atomo di ammoniaca fosse formato di due atomi di nitrogeno e di sei atomi d'idrogeno; e quest' opinione non sarebbe forse fondata quanto quella che considera l' acido nitrico come risultante da due atomi di nitrogeno e da cinque atomi d'ossigeno, e ch'è fuori d'ogni obbiezione?

Ossidi dell' antimonio. L'antimonio forma coll'ossigeno tre combinazioni nelle quali l'ossigeno sta come 3, 4, 5, e che sono probabilmente composte, secondo quanto diremo in seguito, di 2 atomi di radicale con 3, 4 e 5 atomi di ossigeno. La combinazione intermedia, cioè l'acido antimonioso, è composta di un atomo d' antimonio e due d' ossigeno, o due atomi del primo e quattro del secondo. L' ultima opinione è appoggiata alla capacità di saturazione dell' acido antimonioso, ch' è uguale al quarto dell'ossigeno dell'acido, mentre quella dell'acido antimonico è uguale al quinto del suo ossigeno.

Ma ciò basti a dimostrare che in natura la struttura degli atomi composti non è forse tanto semplice quanto si può ridurre con un calcolo fondato sul confronto de' pesi relativi de' corpi combinati.

L'esperienza non ha tuttavia provato se, quando gli atomi elementari combinansi per formare atomi composti del primo ordine, la combinazione possa effettuarsi, nella natura inorganica, in altre proporzioni che quelle citate di un atomo di un elemento con 1, 2, 3, ec. atomi dell'altro elemento, o di 2 atomi d'un elemento con 3, 5, 7 atomi dell'altro. Ma quanto più il numero di atomi aumenta, e quanto più i numeri atomici di ciascun elemento si ravvicinano gli uni agli altri, tanto più anche si si allontana dalle proporzioni determinate che caratterizzano le combinazioni binarie della natura inorganica, così che alla fine si giunge ai rapporti che noi troviamo nella natura organica.

B. *Proporzioni nelle quali combinansi gli atomi composti.*

Quando gli atomi composti del primo ordine combinansi fra loro in modo di dar origine ad un atomo di secondo ordine, seguono essi le medesime leggi degli atomi semplici, con tali restrizioni che loro impediscono di combinarsi in tanto gran numero di proporzioni quanto potrebbero senza di esse. Tali restrizioni dipendono dall'avere gli atomi composti, che unisconsi gli uni agli altri, lo stesso elemento elettro-negativo, o più di rado lo stesso elemento elettro-positivo; e parimenti perchè *le proporzioni, nelle quali questi atomi combinansi, sono determinate dall'elemento elettro-negativo, per modo che la quantità dell'elemento comune nell'uno sta alla quantità dello stesso elemento nell'altro in uno dei rapporti seguenti:*

1. *Come* 1 *sta a* 1, 2, 3, 4, 5, 6, ec., *vale a dire un multiplo per un numero intero dell'altro.*

Questo rapporto si offre il più delle volte e in più di nove decimi dei casi conosciuti. Per dimostrare, con un esempio, in qual guisa l'elemento comune, che d'ordinario è il corpo più elettro-negativo della combinazione, determini il numero degli atomi composti che si combinano, ricorderò i mutamenti nello stato di neutralità che si manifestano quando un sale neutro in *oso* assorbe l'ossigeno dell'aria.

2. *Come* 3 *sta a* 2, *oppure benchè di rado, come* 3 *sta a* 4.

Il primo di questi rapporti (3 : 2) offresi quando acidi a un grado inferiore di acidificazione, composti di 2 atomi di radicale e di 3 atomi di ossigeno, si uniscono alle basi. In alcuni casi rari e formanti eccezione si trova questo stesso rapporto nelle combinazioni delle basi con acidi che contengono un atomo di radicale in 3 atomi d'ossigeno. L'ultimo rapporto, al contrario (3 : 4), si offre quando un acido ad un grado inferiore di acidificazione, è soprassaturato di base. Finora si conosce un solo esempio di questo genere, il nitrito quadripiombico, (p. 273 di questo volume).

3. *Come* 5 *sta a* 2, 3, 4, 4 $\frac{1}{2}$ e 6.

Questi rapporti costituiscono i sali neutri e i sali basici a differenti gradi di saturazione, che provengono dalle combinazioni di basi e di acidi contenenti 2 atomi di radicale e 5 atomi di ossigeno, o dalle combinazioni di solfobasi con solfidi contenenti 5 atomi di solfo.

Se da un lato questi rapporti determinati fra le quantità dell'elemento comune, d'ordinario elettro-negativo, de' corpi combinati, impediscono che atomi composti si combinino in certe proporzioni semplici, che, per esempio, un atomo di acido solforico si combini con 2 atomi di ossido ferroso; ne risulta, d'altra parte, che gli atomi composti si combinino, per seguire il rapporto espresso, in un numero relativo non ancor conosciuto tra le combinazioni degli atomi semplici, cioè nel rapporto di 3 atomi dell' uno con 4 dell' altro. Però questo rapporto è raro, e presentasi, il più delle volte, nel regno minerale, nei casi in cui, durante la lenta solidificazione della massa terrestre, deboli affinità abbiano potuto agire liberamente; mentre queste medesime affinità sarebbero tanto deboli da non potersi manifestare nelle disordinate e subite sperienze de' laboratorii.

A tal proposito debbo citare un rapporto di combinazione unico nel regno inorganico; quello della calce coll'acido fosforico nel fosfato calcico che trovasi nelle ossa degli animali e nelle ceneri delle piante. Questo sale è composto di 8 atomi di calce e 3 atomi d'acido fosforico, ed è più facile prepararlo nei laboratorii, che il sottosale ordinario, il quale componesi di 5 atomi di calce e 2 atomi di acido fosforico. Descrivendo le proprietà del fosfato delle ossa, dissi, che questa composizione potrebbe essere relativa alle funzioni cui questo sale deve servire nella natura organica. Quanto dissi degli atomi composti del primo ordine si riferisce esattamente ai casi in cui atomi composti del secondo ordine si combinino tra loro per produrre atomi composti del terzo ordine. Citerò a prova le combinazioni seguenti:

1.° Nelle combinazioni di due atomi del secondo ordine, in cui l' elemento elettro-negativo è comune, come, per esempio, quando due sali del medesimo acido, ma di diverse basi, combinansi, il nu-

mero degli atomi d'ossigeno in una delle basi è un multiplo per 1, $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, ec. dello stesso numero nell'altra, e quindi l' acido in uno dei sali è un multiplo per un numero intero dell'acido nell'altro. Nell'allume e nel feldspato, il numero degli atomi d'ossigeno dell' allumina è triplo di quello degli atomi d'ossigeno della potassa; e del pari, la quantità d' acido solforico e d' acido silicico combinata coll' allumina è tripla di quella combinata colla potassa. Nel tartrato potassico-sodico, i due alcali contengono lo stesso numero d' atomi d' ossigeno, e sono quindi combinati col numero stesso d'atomi d'acido tartrico.

2.° In alcune combinazioni d'atomi composti del secondo ordine, in cui l'elemento elettro-positivo è comune, per esempio nelle combinazioni di due sali della stessa base con acidi diversi, il numero degli atomi d'ossigeno nella parte del corpo elettro-positivo, cioè della base, combinata con uno degli acidi, è un multiplo per un numero intero dello stesso numero nell' altra porzione della base combinata coll' altro acido; oppure il numero degli atomi d' ossigeno in uno degli atomi composti del secondo ordine (vale a dire l' ossigeno dell' acido aggiunto a quel della base in uno dei due sali combinati) è un multiplo per un numero intero del numero degli atomi d' ossigeno nell' altro. Questa specie di combinazione è rarissima; ne abbiamo esempi peraltro nella datolite, che è una combinazione di borato e silicato calcici, e la calce è ugualmente scompartita fra l' acido borico e l' acido silicico. Nel rame carbonato azzurro e nella magnesia alba, la base è del pari scompartita fra l'acido carbonico e l'acqua, così che, nella prima di queste combinazioni, l' acido ne contiene due volte, e nella seconda, tre volte altrettanto che l' acqua. Nel topazio, ch' è una combinazione di fluoruro alluminico basico con un silicato alluminico, l' ossigeno del fluoruro basico è un terzo di quello del silicato.

Abbiamo percorse le leggi fin ad oggi scoperte, secondo le quali le combinazioni degli atomi, sì semplici che composti, sono limitate nella natura inorganica; e nella conoscenza appunto di queste leggi consiste la teoria delle proporzioni chimiche. Per iscuoprire se v' ab-

biano altre modificazioni di queste leggi oltre quelle da noi riferite, ci occorre un'esperienza maggiore che non abbiamo.

Ci è già ignota al presente la causa de' limiti prescritti alle combinazioni degli atomi fra loro, e non possiamo nè meno formare su ciò alcuna conghiettura ammissibile. Forse, in avvenire darà qualche lume a questa materia lo studio della forma geometrica degli atomi composti.

Se si ammette che gli atomi dei diversi elementi sieno sfere d'una uguale grandezza (p. 543), conviene che uno stesso numero di questi atomi, collocati fra loro nella medesima guisa, formino un composto che abbia sempre la stessa figura solida, vale a dir la medesima forma cristallina. Mitscherlich partì da una simile ipotesi, e provò che consuona colla esperienza. I primi tentativi di questo illustre chimico erano relativi agli arseniati e ai fosfati; egli fece vedere che questi sali prendono la medesima forma cristallina, quando sono allo stesso grado di saturazione, e contengono lo stesso numero d'atomi d'acqua. Fino allora credevasi comunemente che, salvo poche eccezioni, la forma cristallina necessariamente variasse cogli elementi; ma Mitscherlich ha ritrovato, in appoggio della propria opinione, un tal numero di esempi, da potersi ammettere come legge generale: *che uno stesso numero d'atomi, uniti allo stesso modo, produce la stessa forma cristallina, quale che ne sia la diversità degli elementi.* Questa scoperta è certo una delle più belle e più feraci di utili conseguenze che ci offra la chimica moderna. Le combinazioni di diversi elementi, che acquistano la stessa forma cristallina, prendono il nome comune di *corpi isomorfi* (da ισος uguale e μορφη forma) (1).

Come conseguenza inversa di quanto precede, si può emettere l'opinione che uno stesso numero di atomi sferici della stessa grandez-

(1) Ho già annunziato che la dottrina de'corpi isomorfi e quella delle forme cristalline in generale, verranno esposte in un articolo particolare composto da Mitscherlich, il quale comparirà nell'ultimo volume di quest'opera.

za debba produrre figure, o forme cristalline differenti, quando questi atomi sono posti fra loro in una maniera diversa. L' esperienza sembra anche favorevole a questo teorema: pare inoltre che dimostri essere la differenza nelle forme accompagnata da una modificazione nelle proprietà chimiche. Almeno non è possibile spiegare altramente questo fatto, che ha sembianza di paradosso, cioè che corpi di una medesima composizione e della stessa capacità di saturazione possono possedere proprietà e forme cristalline diverse. I corpi seguenti ci offrono esempii di questo genere: le modificazioni dell' acido fosforico (calcinato e non calcinato), l'acido fulminico e l'acido cianoso, le due modificazioni dell' ossido stagnico, e, come dimostrerò appresso, le due modificazioni dell'acido tartrico. Non è a dubitare che ben presto il numero di questi esempi si accrescerà di molto. I corpi che, avendo la stessa composizione e la stessa capacità di saturazione, godono di proprietà differenti, si possono chiamare *corpi isomerici* (dal greco ιςομενης, cioè composto delle stesse parti).

Ma sembra ch' esista un' altra specie d' identità di composizione con diversità nelle proprietà chimiche; per altro, nei casi in cui si presenta, la capacità di saturazione trovasi pure cangiata, vale a dire raddoppiata, triplicata, ecc., e conseguentemente il numero assoluto degli atomi semplici non è più lo stesso. Secondo Faraday, 1 atomo di carbonio e 2 atomi d' idrogeno, formano una combinazione particolare (il gas olefico), e 2 atomi di carbonio uniti a 4 atomi d' idrogeno, producono una combinazione diversa dalla prima, il cui peso specifico allo stato di gas è doppio di quello del gas olefico. Quando (nel III volume) tratterò sui prodotti della distillazione delle materie vegetali, descriverò le combinazioni delle quali presentemente mi ristringo a indicar l' esistenza.

Combinazioni dei gas ; teoria dei volumi.

L' esperienza ha mostrato che , come gli elementi combinansi in proporzioni determinate e multiple, relativamente al loro peso , combinansi pure in modo analogo, quanto al loro volume, quando si ritrovano allo stato di gas, così che un volume d'un elemento si combina con un volume uguale al suo, o con 2, 3 , 4 e più volte il suo volume di un altro elemento allo stato di gas. Confrontando insieme i fenomeni conosciuti delle combinazioni di sostanze gasose , si scuoprono le stesse leggi di proporzioni invariabili di quelle che abbiamo dedotte dalle loro proporzioni in peso ; il che dà origine ad una maniera di rappresentarsi i corpi che debbonsi combinare sotto volumi relativi allo stato di gas. Io la chiamerò *Teoria de' volumi* per distinguerla dalla teoria corpuscolare, in cui i corpi vengono rappresentati allo stato di atomi solidi. I gradi di combinazione sono del tutto gli stessi in queste due teoriche ; e ciò che nell' una dicesi atomo , nell' altra si dice volume.

Alcuni dotti proposero dubbi sulla identità degli atomi e dei volumi ; ma siccome le due teoriche non sono che maniere di rappresentarsi gli elementi che si combinano , affine di meglio comprendere i fenomeni , e già non pretendesi di spiegare con esse quanto avviene di fatto in natura ; così valgono e sono buone se danno le più semplici spiegazioni. Non avrà dunque alcun merito la considerazione che l' atomo e il volume sieno frazioni l' uno dell' altro. Per esempio, si ammise che l' acqua sia composta di un atomo d' ossigeno e d' un atomo d' idrogeno ; ma siccome essa contiene due volumi di idrogeno e un volume d' ossigeno, cosi si conchiuse che nell' idrogeno, e nelle sostanze combustibili in generale, il volume non abbia che la metà del peso dell' atomo , mentre nell' ossigeno il volume

e l' atomo hanno lo stesso peso. Non essendo questa che una supposizione gratuita, la cui aggiustatezza non si può assoggettar ad esame, parmi più semplice e più conforme alla verisimiglianza ammettere lo stesso rapporto di peso fra il volume e l' atomo ne' corpi combustibili e nell' ossigeno, poichè nulla fa sospettare che siavi fra lor differenza. Considerando l' acqua come composta di due atomi di radicale e di un atomo d' ossigeno, la teoria corpuscolare e quella dei volumi divengono identiche per guisa, che la lor differenza non consiste che nello stato di aggregazione in cui esse rappresentano i corpi.

Benchè appaia a primo tratto che la teoria de' volumi debba esser più facile a dimostrarsi co' fatti, questi sono peraltro tanto pochi che da un piccolissimo numero si denno dedur tutti gli altri. Noi non conosciamo finora che quattro sostanze elementari, delle quali ci sia possibile misurare il volume allo stato di gas: vogliam dire, l' idrogeno, l' ossigeno, il nitrogeno e il cloro. Il volume delle altre sostanze può misurarsi in un modo indiretto, come quello, ad esempio, del carbonio. Il gas ossigeno, combinandosi al carbonio per formare il gas ossido carbonico, addoppia il proprio volume; donde noi conchiudiamo che il volume aggiunto è quello del carbonio. Nullameno vedremo appresso che tale conclusione potrebbe non esser giusta. I volumi della maggior parte dei gas non possono dunque misurarsi con mezzi diretti; d' uopo è calcolarli in una maniera ipotetica, dietro i pesi delle combinazioni di questi corpi coll' ossigeno, il cui volume ci serve di confronto e misura per tutti gli altri corpi.

Le leggi delle combinazioni gaseiformi debbono necessariamente esser le stesse che quelle delle combinazioni di sostanze solide o liquide, vale a dire che, nei volumi composti del primo ordine, un volume di un elemento dev' essere combinato con 1, 2, 3, ecc. volumi d' un altro. Vi si trovano anche i rapporti medesimi di 2 volumi con 3 e con 5, i quali furono da noi ricordati parlando della teoria ato-

mica: le combinazioni dell' ossigeno col cloro e col nitrogeno ci forniscono esempi molto noti di tali rapporti.

Nelle combinazioni de' volumi composti del secondo ordine, possono essere alcune eccezioni alla regola relativa al rapporto dei volumi; derivano esse perchè in parte alcuni corpi elementari conservano lo stesso volume dopo la loro combinazione, e altri si condensano in modo di far isparire metà o tutto anche il loro volume. Quindi un volume composto combinasi talvolta, poniamo, con $\frac{2}{3}$ o $\frac{3}{4}$ del suo volume d' un altro gas composto: ma questa eccezione non è che apparente, e più non esiste tosto che questi elementi si sieno ristabiliti ne' loro primitivi volumi.

La teoria corpuscolare ha su quella de' volumi il vantaggio di esser più estesa. Gran parte delle combinazioni inorganiche e il maggior numero delle sostanze organiche non possono passare allo stato di gas; si decompongono ad una temperatura inferiore a quella necessaria a gasificarle. Per ciò la teoria de' volumi in ispecie si ristringe a' corpi inorganici composti del primo ordine; ma la teoria corpuscolare spiega che cosa sia un gas, e questa definizione servirà di passaggio all' altra teoria.

La teoria corpuscolare rappresenta i gas come composti di atomi solidi, che, per una cagione non per anche spiegata in modo soddisfacente, respingonsi e si sforzano mutuamente di allontanarsi quanto più possono. Si attribuisce questo fenomeno al calorico (la cui natura è sì poco conosciuta e il quale allo stato latente fugge dai nostri sensi), tanto più che la forza espansiva dei gas viene aumentata da una aggiunta di calorico libero. Veggasi a tal proposito l'articolo *Calorico* (p. 87, t. I, p. I). I fenomeni delle proporzioni chimiche sembrano provare che ogni gas di un corpo semplice contiene, sotto lo stesso volume, misurato alla stessa temperatura ed alla stessa pressione, un egual numero di atomi; mentre, nel caso opposto, la teoria corpuscolare e quella de' volumi non potrebbero andar del pari, e condurrebbono, in vece, a risultamenti diversi.

Nei gas de' corpi composti, il numero degli atomi elementari è uguale o superiore a quello degli atomi elementari nei gas semplici; ma il numero degli atomi composti è sempre inferiore a quello dei semplici. È probabile che, per effetto di tal circostanza, alcune sostanze gaseiformi diminuiscano di volume al momento della loro chimica combinazione, poichè la forza ripulsiva d'uno o di tutti gli elementi viene diminuita dalla giusta posizione dell' atomo di un altro elemento, a segno di divenire frazione di ciò ch' era in origine. Forse un giorno perverremo a prevedere quando debba avvenire una condensazione e a qual grado. Per la poca esperienza che abbiamo fin qua, sembra che, quando due elementi gasosi combinansi ad uguali volumi, non avvenga condensazione, almeno nella maggior parte dei casi; e quando due volumi d' un elemento combinansi con un volume d'un altro, vi abbia una condensazione uguale a un volume, così che i tre volumi non ne formino che due dopo la loro combinazione chimica, ecc. Io dico che *così sembra*, perchè questo fenomeno non venne per anchè a tal segno esaminato da poterne giudicare con qualche certezza.

Del resto, è chiaro che in un gas composto di due elementi, in cui non accadde condensazione, il numero degli atomi composti è metà di quello degli atomi semplici nello stesso volume prima della combinazione. Avviene il medesimo in un gas composto di due volumi d' un elemento e d' un volume di un altro, nel qual caso siasi condensato un volume: poichè, in questo gas, gli atomi solidi, composti di tre atomi elementari, empiono uno spazio prima occupato da un doppio numero di atomi elementari. Perciò nei gas composti la distanza fra gli atomi divenne maggiore che nei gas semplici; ma si può anche presumere che la forza ripulsiva debba aumentare all' aumentar del volume dell'atomo composto. Sembra, in tal caso, che sulla forza ripulsiva influisca la forma geometrica dell' atomo composto; come se la condensazione dovesse aumentare a proporzione che una maggior parte della superficie degli atomi elementari è occultata

nell' interno dell' atomo composto, e impedita per ciò dall' esercitare una parte corrispondente della sua forza ripulsiva sugli altri atomi. Sarebbe inoltre difficile concepire perchè la condensazione delle sostanze gasose, quando si combinano, sia sempre una delle più semplici frazioni del loro volume primitivo, come la esperienza dimostra (1).

Segnato il primo abbozzo dell' esame, fatto sotto un punto di vista meccanica, della cagione delle chimiche proporzioni, passeremo

(1) Spesso importa moltissimo indagare il numero relativo di atomi composti che un gas composto dee contenere, secondo questi dati ipotetici. Trovasi allora che, quando due corpi gasosi semplici si combinano, il numero degli atomi composti viene dapprima ridotto alla metà di quello degli atomi elementari nello stesso volume; ma a proporzione che atomi semplici vi sono aggiunti, e che di conseguenza gli atomi composti aumentano di volume, essi respingonsi eziandio a maggiori distanze, e 'l loro numero diminuisce in un dato volume. Però quest' accrescimento di distanze non avviene a piccoli gradi, ma a grandi *salti*, da un rapporto all'altro del volume primitivo. Fra i gas, di cui noi conosciamo o stimiamo conoscere la condensazione, i seguenti meritano venire citati:

1.° *Un volume di ciascun gas senza condensazione:* gas ossido nitrico, gas ossido carbonico, gas acidi idroclorico, idrobromico, idroiodico ed idrocianico.

2.° *Un volume di ciascun gas condensato in un volume* (cioè il tutto ridotto a metà): gas cianogeno, gas ossicloruro carbonico (composto d' un volume di gas cloro e d'un volume di gas ossido carbonico).

3.° *Un volume d' un gas e due volumi dell' altro condensati in due volumi* (vale a dire ridotti a $\frac{2}{3}$): vapore d'acqua, gas ossido nitroso, gas solfido idrico, gas acido carbonico e gas ossido clorico.

4.° *Un volume d' un gas e due volumi dell' altro condensati in un volume* (ridotti a $\frac{1}{3}$): gas olefico (due volumi di gas idrogeno ed un volume di vapor di carbonio).

5.° *Un volume d' un gas e tre volumi dell' altro condensati in due volumi* (ridotti a $\frac{1}{2}$): gas ammoniaco.

6.° *Due volumi d' un gas e tre volumi dell' altro condensati in tre volumi* (ridotti a $\frac{3}{5}$): acido cloroso (composto di due volumi di gas cloro e tre volumi di gas ossigeno).

7.° *Un volume d' un gas e quattro volumi dell' altro condensati in due volumi* (ridotti a $\frac{2}{5}$): gas carburo tetraidrico (composto d'un volume di vapore di carbonio e quattro volumi di gas idrogeno).

allo studio delle forze da cui dipendono le mutue combinazioni degli elementi; e siccome la combustione è quella che più attrasse l'attenzione de' chimici e più venne studiata, così ce ne occuperemo peculiarmente.

III. *Sposizione della teoria elettrochimica, quale sembra risultare dalla sperienza finora acquistata.*

La teoria della combustione e dei fenomeni che l'accompagnano fu sempre la base della teoria chimica, ed è probabile che non cesserà d'esserlo nè meno in avvenire. In tutte le epoche degli avanzamenti della scienza si riconobbe la insufficienza delle nostre cognizioni su tale argomento, e studiandoci di farle consonare coi fatti, il cui novero s'accresce ogni dì più, si procacciò di dar loro il maggior grado di probabilità. Non mai peraltro più che al presente si è provata la imperfezione delle nostre cognizioni in tale proposito, e non fu mai tanto necessario indagare fino a qual grado i principii da noi ammessi possano essere inesatti e contrarii alle sperienze. Tuttavia, comunque non siamo sfiduciati di offrire fatti ed esperienze al perfezionamento della teoria, non vogliamo pretendere che i cangiamenti operati oggidì, mercè l'accrescimento delle nostre cognizioni, debbano conservarsi nell'avvenire inalterabili, massime ove la scienza prosegua ad avanzare tanto rapidamente quanto a questi ultimi tempi.

Gettiamo uno sguardo sulle antiche teorie della combustione. Stahl la spiegò collo *svolgimento della combustibilità:* fece di questa proprietà una sostanza cui nominò *phlogiston*, la quale, svolgendosi, produce il fuoco. È noto con quanta sagacia siasi servito di questa teoria per dar ragione dei fenomeni conosciuti a'suoi giorni, in modo che è bastata ai bisogni della scienza per oltre mezzo secolo. Bayen osservò da ultimo, ch'era impossibile spiegare colla teoria stahliana la ripristinazione dell'ossido mercurico, operata senza l'aggiunta di

alcuna sostanza combustibile; e Lavoisier, che conobbe tutta la importanza di tale osservazione, provò poscia, con meravigliose sperienze, che la *distruzione* della *combustibilità*, anzichè essere accompagnata dalla perdita di qualche sostanza, consiste in una combinazione con un corpo ponderabile, ma gasoso, al quale egli diede il nome di ossigeno. Una opinione passata in abitudine produce sovente il perfetto convincimento della sua verità; essa ne asconde gli errori e rende l'uomo inetto a conoscere convenientemente le prove contrarie. Per ciò, la nuova spiegazione data da Lavoisier, benchè non fosse in effetto che l'esposizione d'un fatto cui ciascun chimico poteva di per sè verificare, non ottenne in sulle prime la generale approvazione. Vi vollero lunghe dispute per convincere moltissimi suoi contemporanei della verità del fenomeno da lui annunziato, e della esattezza delle conseguenze dedottene. Al presente venne abbandonata del tutto l'idea che la combustibilità sia una sostanza; il *flogiston* in chimica non è più riguardato che come una memoria storica, ed è definitivamente dimostrato, che la combustione consiste nella combinazione dell'ossigeno col corpo combustibile, accompagnata dal fenomeno della ignizione.

Lavoisier dedicossi in ispecie a sviluppare vie più e corroborare con prove la sua nuova opinione sulla natura della combustione. Studiò anche il fenomeno del fuoco; ma chi segue il progresso delle sue idee, ben conosce ch' ei lo spiega soltanto accessoriamente. In molti casi il gas ossigeno assorbito erasi solidificato, e il suo calorico latente, reso libero, avea prodotto calore. Peraltro, siccome nella teoria antiflogistica la luce e il calorico sono sostanze diverse, rimaneva la difficoltà di concepire donde venisse la luce; ma il furore delle discordie civili non permise a Lavoisier di dar termine alla sua grande opera. Fu spento dalla scure rivoluzionaria nel fior dell'età prima che ne vedesse il fine. S'egli avesse potuto giovarsi dei mezzi che numerose sperienze e meravigliose scoperte al presente ci offrono, quale frutto la scienza non avrebbe dovuto raccorre dai

lavori di quel genio che vide ad un tratto ciò che moltissimi de' suoi contemporanei non riconobbero che dopo lunghe discussioni ?

Grèn volle rimediare per qualche guisa alla difficoltà che offriva la spiegazione della origine della luce nella teoria di Lavoisier, considerando la combustibilità un corpo materiale. Egli ammise che la luce combinata con un corpo lo rende combustibile, e che, durante la ossidazione, essa si svolge e si combina col calorico emanato dal gas ossigeno assorbito. Questo cangiamento non venne mai in teoria, nè generalmente adottato, nè combattuto.

Si fece bensì tosto osservare che il carbone bruciando nel gas ossigeno, non ne cangia il volume, convertendolo in gas acido carbonico ; ma che, sebbene il gas ossigeno non provi alcuna diminuzione di volume e il carbonio passi dallo stato solido a quello di gas, la temperatura s' innalza considerevolmente. Non v' ha in tal caso alcuna consolidazione a cui lo svolgimento del calorico si possa attribuire ; al contrario, il carbonio perde la propria forma solida per prendere quella di gas. S'imaginò dunque che il calorico specifico del gas acido carbonico fosse inferiore a quello del gas ossigeno e del carbonio, prima della loro combinazione, e questa differenza producesse lo accrescimento della temperatura. Non conoscevasi allora il calorico specifico di questi corpi, ovvero gli sperimenti, che si facevano per conoscerlo, erano tanto imperfetti da non potersi dar fede a'risultamenti ottenuti. Però, siccome essi non dimostrarono il contrario, si credette che questa spiegazione fosse ammissibile ; e per quanto si può giudicare dagli scritti della maggior parte de' chimici tuttora viventi, parve loro fino ad oggi probabile: ma la nostra sperienza ci somministrò anche su questo punto tai lumi, che ci permettono di meglio esaminar questa ipotesi. Conosciamo al presente il calorico specifico di molte sostanze gasose, e la forma di aggregazione non offre più ostacoli a determinare il valore reale de'mutamenti di questo calorico. Secondo gli sperimenti di Delaroche e Berard, che sembrano fatti con quella diligenza ch' è degna di tutta fiducia, il calorico

specifico del gas ossigeno è 0,9765, e quello del gas acido carbonico 1, 2583, preso per unità quello dell' aria atmosferica. Quindi segue che il gas acido carbonico avendo un maggior calorico specifico del gas ossigeno, dovette assorbire del calorico per mantenersi alla sua propria temperatura; è dunque mestiero che la differenza fra il calorico specifico del carbonio e quello del gas acido carbonico sia stata sì grande da produrre un accrescimento di temperatura fino alla ignizione. Ma il calorico specifico del carbone (paragonato a quello d' un peso di acqua preso per unità) è di 0,26, quello del gas acido carbonico di 0,221, e quello del gas ossigeno di 0, 236. L' acido carbonico è composto, tranne le frazioni, di 27 di carbonio e 73 d' ossigeno. Ora, supponendo che non provenga dall' unione dei due elementi alcun mutamento nel loro calorico specifico, quello della combinazione deve essere 0,232; ma l' esperienza diede 0,221. Oltre che questa differenza è sì piccola che forse deriva da un errore di osservazione, sembra abbastanza chiaro ch'essa non basta a spiegare il calore intenso prodotto dalla combustione del carbone nel gas ossigeno.

Potrebbesi dire che in tal caso il fuoco sia prodotto da un maggior calore latente o combinato nel gas ossigeno, che nel gas acido carbonico; ma questa spiegazione non sarebbe meglio fondata, poichè il gas ossigeno conserva il suo volume senza alterarsi, e il carbonio che si dilata deve rendere latente una nuova quantità di calorico. Non si può supporre svolgimento di calorico, ove, al contrario, vi è assorbimento di calorico latente.

Ma scelgasi un altro esempio, il cui risultato sia ancor più sorprendente; dico la combustione del gas idrogeno. Il calorico specifico d' una parte d'acqua è sempre preso per 1,000; occorre dunque che in cento parti di acqua ce ne abbiano 100,000 di calorico specifico. Vedemmo essere il calorico specifico del gas ossigeno 0,2361; quello del gas idrogeno, paragonato a quello d'un egual peso di acqua, 5,2936. Vi sono in 100 parti di acqua 11,1 parti d'idrogeno, il cui calorico specifico può venire rappresentato da 56,55, e 88,9 parti di ossi-

geno, il cui calorico specifico è 20,99. Aggiungendo 20,99 a 36,55, si ha 57,54 pel calorico specifico del miscuglio di gas idrogeno e di gas ossigeno necessario a produrre 100 parti di acqua. Eseguita la combinazione, ne risulta dell' acqua gaseiforme, dilatata da un fuoco violento a un volume molte volte maggiore di quello del miscuglio dei due elementi gasosi. Ma il calorico specifico di quest' acqua freddata e liquida è 100, vale a dire 42,46 più di quello dei suoi due elementi allo stato di gas. Donde dunque procede questa enorme quantità di calorico svolta dalla combustione del gas idrogeno? Essa non deriva già da un cangiamento di calorico specifico, poichè dovrebbe produrre un alto grado di freddo; nè dallo svolgimento del calorico, che dà la forma gasosa all' ossigeno ed all' idrogeno, poichè l' acqua, al momento in cui si forma, produce un vapore molto più dilatato che i suoi elementi gasosi, e la condensazione dell'acqua non è che l'effetto del raffreddamento prodotto dai corpi circostanti. Se dunque gli sperimenti che ci servon di base non sono molto inesatti, è d' uopo confessare che tutte le spiegazioni finora ammesse sull' origine del fuoco son difettose, e ci troviamo costretti a studiarne delle altre.

Kunkel aveva già osservato, che i metalli riscaldati col solfo si combinano con esso, producendo un fuoco da lui paragonato a quello del nitro, e ne conchiuse, che il solfo partecipa della sua natura. Questo fenomeno, dimenticato dopo il primo periodo della chimica antiflogistica, venne ritornato alla memoria de' dotti da alcuni chimici olandesi, e parve tanto più osservabile quanto questo fatto era contrario alla teoria che attribuisce il fuoco alla sola ossidazione, poichè in tal caso era prodotto dalla combinazione di due corpi solidi. Ci ebbero peraltro alcuni dotti che vollero spiegare questo fenomeno colla esistenza d' una quantità d' aria o di acqua, che venisse decomposta dall' azione reciproca del metallo e del solfo. Ma l' esperienza ben tosto decise che quest' opinione era fallace; e al presente sappiamo, che la combinazione dei metalli col solfo è accompagnata dallo stesso fenomeno di fuoco ond'è accompagnata la loro ossi-

dazione, e questo fuoco è lo stesso esponendo il metallo riscaldato all' azione del solfo sì liquido che ridotto allo stato di gas, per effetto del calore o per la sua combinazione coll' idrogeno. La combustione prodotta in questi casi è assolutamente la stessa di quella che procede dalla ossidazione; e non vi è altra differenza che nel corpo con cui si combina il metallo. L' esperienza ha eziandio provato che la combinazione di due metalli può essere accompagnata dall' ignizione; e si vide una base riscaldata nel gas di un acido accendersi ed ardere un istante producendo un sale. È da molto tempo già noto che l' acido solforico concentrato, mesciuto colla magnesia caustica, si combina con essa, innalzando la temperatura a segno di far roventare il miscuglio. In una parola, l' esperienza ha provato che svolgesi calorico in ogni chimica combinazione, eseguita in tali circostanze che rendano questo svolgimento sensibile, e che, colla saturazione delle più forti affinità, la temperatura giunge spesso fino a un fuoco incandescente, mentre le più deboli non fanno che innalzarla alcuni gradi.

L' esperienza ha del pari provato che il fenomeno del fuoco può talvolta esser prodotto da corpi già combinati, senza che v' abbia alcuna aggiunta, nè perdita, ed allora la combinazione perde la tendenza ad unirsi con altri corpi. Sappiamo questo essere il caso della zirconia, dell' ossido cromico, di alcuni antimoniati ed antimoniti metallici, della gadolinite, ec.; ed abbiamo argomento a credere, che la ripugnanza di alcuni corpi a combinarsi e a disciorsi, dopo la loro esposizione al fuoco, provenga da un simile mutamento, benchè l'accrescersi della temperatura non sia stato tale da produr l' ignizione. Questa specie d' insolubilità noi la troviamo, dopo la calcinazione, nell' allumina, nell' ossido ferroso, nell' acido titanico, ec.

La spiegazione antiflogistica della combustione deve essere modificata in tal guisa: 1.° che siccome s'intende per combustione una combinazione de' corpi, accompagnata da fuoco, essa non appartiene unicamente alle combinazioni coll'ossigeno, ma può in certe favorevo-

li circostanze avvenire nelle combinazioni fra la maggior parte dei corpi; 2.° che la luce e il calorico svolgentisi non provengono nè da un cangiamento nella densità de' corpi, nè da un minor calorico specifico nel nuovo prodotto, poichè il suo calorico specifico è spesso uguale, ed anche maggiore di quelli dei diversi elementi riuniti.

Non sembra giusto introdurre a tale proposito una distinzione intorno la luce; quando descrivonsi le proprietà della luce e del calorico, si trova la spiegazione più facile, considerandoli come due corpi diversi; ma noi non possiamo assicurare che in fatto lo sieno; ed esaminando accuratamente i fenomeni, troveremo che la luce sempre accompagna un certo grado di calore: così che si può dire che l' ignizione, vale a dire lo svolgimento simultaneo della luce e del calorico, non è che un grado di temperatura più alto di quello del calorico non accompagnato da luce. È noto che alcune combinazioni che d'ordinario producono il fuoco, si possono operare in guisa che la temperatura non s' inalzi fino al calor luminoso: per esempio, la magnesia e l'acido solforico concentrato, che, all' istante della loro combinazione, riscaldansi spesso al rovente, non isvolgono che un moderato calore, se l'acido è diluito con acqua, e la temperatura diminuisce a proporzione che l' acido è più allungato, poichè il calorico, che nel primo caso produceva l' ignizione, serve nell' altro ad accrescere la temperatura dell' acqua aggiunta. Non avviene allora alcuno svolgimento di luce benchè paia che, se fosse un corpo particolare, dovrebbe farsi vedere, quantunque a un minor grado, appunto come il calore si manifesta anche a poco alte temperature. Quelli che fanno sovente sperienze col cannello avranno più volte osservato che non sempre la parte più ardente della fiamma emana la maggior luce, ma alcuni corpi solidi posti in tal punto divengono al medesimo istante luminosi, ed alcuni anche emettono una luce sì viva, che l' occhio appena vi può resistere. Introducasi in una camera oscura una corrente di gas ossigeno sulla fiamma d' una lampana a spirito di vino, gli oggetti

non ne verran rischiarati; ma se si mette in questa fiamma un filo di platino tanto grosso da non potersi fondere, esso passerà in pochi istanti al calor bianco più intenso, e illuminerà gli oggetti circostanti. Non ci è possibile spiegare la causa di questo fenomeno, ma pare dimostrato, per quanto abbiamo già esposto, che il calorico in alcune circostanze produca o divenga luce; e sembra pienamente provato che il calore giunto ad una certa temperatura, sia sempre accompagnato da luce, benchè questa temperatura varii secondo i corpi, che, avendo anche lo stesso calore, rischiarano molto o poco. I gas abbisognano per produr luce d' una temperatura infinitamente maggiore che i corpi solidi. Si credette, secondo alcune sperienze eseguite da Wedgewood, che i gas non ne potessero fornire; ma la fiamma del gas ossido carbonico e dell'idrogeno prova il contrario, poichè il corpo ardente e il prodotto della combustione sono del pari gasosi. In onta a tutte queste probabilità a favore di quanto esposi, v' hanno difficoltà delle quali non si può render ragione seguendo il medesimo principio; mentre v' ha de' fenomeni di luce che non sono accompagnati da sensibile quantità di calorico, come per esempio la luce della luna, alcune fosforescenze prodotte da'corpi organici, ec. Nullameno, potrebbesi ammettere che la spiegazione della combustione, la quale chiarirà completamente l' origine del calorico, avrà nel tempo stesso dimostrata la sorgente della luce. Rimane dunque da esaminare donde provenga il calore nelle chimiche combinazioni.

Sponendo nei libri elementari di chimica e di fisica le circostanze che producono l'ignizione, si trascurò per lo più il fenomeno del fuoco prodotto dalla scarica elettrica, e composto nella sua forma più pura dalla scintilla elettrica: quindi vi si prestò poca attenzione finchè la scoperta della pila elettrica fece appartenere l'elettricità alla teorica chimica. Questo fuoco elettrico è per altro lo stesso di quello prodotto dalle chimiche combinazioni(1). La scintilla elettrica accende l'idrogeno, l'etere, l'argen-

(1) Alcuni fisici attribuirono la produzione della scintilla elettrica al rapido passaggio della elettricità attraverso l' aria che ne è fortemente compressa, e si riscalda pel

to fulminante, ec. La scintilla elettrica accende tutti i corpi combustibili, riscalda, fonde e volatilizza i metalli. La scarica continua della pila elettrica riscalda l'acqua fino all' ebollizione, e i corpi solidi fino al fuoco rovente: un carbone che vien riscaldato fino al rovente nel vuoto dalla pila elettrica, è, riguardo al fenomeno dell' ignizione, nel medesimo stato di un carbone che arde ossidandosi. La differenza non istà nello stato dell' ignizione, ma nella guisa con cui viene prodotta. Ora noi abbiam sempre diritto di attribuire fenomeni simili alle stesse cause; e tutte le altre maniere di spiegare la causa del fuoco non essendo esatte, ci resta da esaminare se l'unione delle elettricità opposte possa esser la causa dell' ignizione nella combinazione chimica, come nella scarica elettrica.

Questa idea sorse alla maggior parte dei dotti che tennero dietro agli ordinari avanzamenti della chimica e della teorica dell' elettricità, dal 1802 in poi, quando l' influenza dell' elettricità sulle affinità chimiche incominciò a fermare la loro attenzione.

Molto tempo prima la scoperta della pila elettrica, s' intravide il rapporto dell' ignizione coll'elettricità. Wilke scriveva nel 1766 che si potevano attendersi col tempo dei lumi *sopra i rapporti che la nuova fisica scuopriva allora fra il fuoco e l'elettricità* (1); e più tardi Winterl fece entrare anch'egli l'elettricità nelle sue fantasie di teorica chimica. Alcuni dei suoi pensamenti su questa materia si confermarono in appresso; ma ei lascia sempre incerto il lettore se quanto espone di vero sia fantastico, come i molti errori e assurdità che ritrovansi nei suoi scritti.

lorico che questa compressione fa svolgere. Ma la spiegazione del fuoco elettrico deve non solamente convenire ai fenomeni del passaggio della scarica elettrica attraverso l' aria, ed anche potersi applicare ai fenomeni di luce e calorico prodotti dall'elettricità nel vuoto, ne' liquidi e ne' solidi. È difficile comprendere come nella importante sperienza di Davy, in cui l' acqua viene riscaldata fino all' ebollimento dall' azione della pila voltaica, possa prodursi una compressione, o quale sia il corpo che, colla sua compressione, svolge il calorico. Si può dunque considerare questa spiegazione come contraddetta da molti fatti scoperti posteriormente.

(1) Memorie dell' Accademia delle scienze di Stocolma, anno 1766, pagina 90.

Volta aveva osservato in molte diligenti sperienze che due metalli a contatto divengono elettrici, e che da tale causa dipendono i fenomeni della pila elettrica. Davy poscia mostrò che questo stato elettrico aumenta all'aumentar della forza delle mutue affinità de'corpi adoperati, e può esser prodotto e anche conosciuto, mediante alcune avvertenze, in tutti i corpi che hanno affinità l' uno per l'altro. Risulta inoltre dalle sperienze di Davy che alla temperatura in cui, come sappiamo, s'accresce l' affinità, del pari si accresce l'intensità dello stato elettrico nei corpi che toccansi; ma che, producendo questo contatto meccanico la combinazione, tutti i segni d' elettricità cessano incontanente; vale a dire che all'istante in cui, in circostanze favorevoli, appare il fuoco, avviene una scarica e la tensione elettrica sparisce. Questi fatti dunque molto si accordano colla conghiettura che le elettricità opposte nei corpi che si combinano, si neutralizzino mutuamente al punto della combinazione, ed allora il fuoco venga prodotto allo stesso modo che nella scarica elettrica. Esperienze più recenti, eseguite da Becquerel col moltiplicatore elettro-magnetico, debbono pure considerarsi come prove positive dell'azione elettrica nelle chimiche combinazioni. Questo dotto provò che la più leggera azione chimica produceva sull'ago calamitato l'effetto d'una scarica elettrica. Fra le sperienze di Becquerel io citerò la seguente: egli adattò all'estremità d' uno de' fili del moltiplicatore una tanaglietta di platino, guernita di un cucchiaietto d'oro involto di carta; all'altro filo attaccò un piccolo pezzo di platino: quando immerse le due estremità così guernite in un bicchierino pieno di acido nitrico, non v' ebbe effetto elettrico, e l' ago restò immoto; ma dappoich'ebbe versata nel liquido una goccia di acido idroclorico diluitissimo, l'ago sviò, e per la prodotta combinazione il liquore venne colorito in giallo dal cloruro aurico. Adoperando, in vece di oro, rame inviluppato di carta, la combinazione chimica operossi senza acido idroclorico, e l'ago calamitato deviò.

Sponendo tutte le circostanze che stanno in favore di questa ipotesi sull' origine del fuoco, non dobbiamo per altro chiuder gli occhi

su quelle che spiegar non si possono nella medesima guisa. Di questo numero è il fenomeno di luce che si manifesta quando il surossido idrico, l'ossido clorico, l' acido cloroso, il cloruro e l' ioduro di nitrogeno si decompongono con esplosione. Mescendo il surossido idrico coll'acqua e coll'ossido argentico, il liquore entra in ebollizione, e non iscopriamo in questo svolgimento di calore altro fenomeno chimico fuorchè lo svolgimento di tutto l'ossigeno dell'ossido argentico, e della metà di quello ch' è combinato coll' idrogeno nel surossido idrico. In tal caso avvi svolgimento di calore e di luce, e questi fenomeni si manifestano in una occasione direttamente opposta alla chimica combinazione, vale a dire al momento della separazione degli elementi e del loro passaggio allo stato isolato primitivo, circostanza in cui si dovrebbe piuttosto attendersi assorbimento di calore e produzione di freddo, come conseguenza della causa precedentemente annunciata sull' origine del fuoco. Poichè se la riunione delle elettricità opposte produce calore e luce, la subita loro separazione deve dare per risultato un assorbimento di calore, vale a dire deve produr freddo, il che non si accorda coll'esperienza. Se fassi passare, poniamo, attraverso la palla di un buon termometro ad aria un filo metallico, le cui estremità escano in punta fuor della palla, e con questo filo si scarichi una batteria elettrica, tenendolo a tale distanza che non si produca scintilla, le elettricità contrarie, da cui le elettricità libere della batteria si trovano neutralizzate, scorrono dal filo; ma la temperatura del termometro ad aria non cangia per questo. Le sperienze sembrano dunque provare che l'origine del fuoco è spesso accompagnata da circostanze che noi non possiamo conoscere, e che la spiegazione che diamo a questo fenomeno, col dir che proviene dalla riunione delle due elettricità, forse non è vera. Pertanto procureremo di trarre vantaggio da questa ipotesi per ispiegare i diversi fenomeni che si offrono, finchè un' altra se ne proponga che meglio concordi co' fatti.

Se questi corpi che sonosi riuniti e cessarono d' essere elettrici, debbono venir separati, e i loro elementi ricondotti allo stato isolato

colle lor proprietà primitive, conviene ch'essi riacquistino lo stato elettrico distrutto dalla combinazione; o, in altri termini, se questi corpi combinati sono ritornati per qualche cagione nel primitivo loro stato di elettricità cessato colla loro unione, è d' uopo ch' essi si separino e ritornino colle lor proprietà primitive. È noto che, per l' azione della pila galvanica sopra un liquido conduttore, gli elementi di questo liquido si separano, l' ossigeno e gli acidi passano dal polo negativo al positivo, mentre i corpi combustibili e le basi salificabili vengono respinte dal polo positivo al negativo.

Crediamo dunque sapere con certezza al presente che i corpi vicini a combinarsi manifestano elettricità libere opposte, che aumentano di forza a misura che più si avvicinano alla temperatura in cui avviene la combinazione, finchè al momento dell' unione le elettricità dispariscono con uno accrescimento di temperatura sovente sì grande, che appare del fuoco. D' altra parte, abbiamo la certezza medesima che corpi combinati, esposti sotto forma conveniente all' azione della corrente elettrica prodotta dalla scarica della pila, vengono separati e ricuperano le loro prime proprietà chimiche ed elettriche nel tempo stesso che le elettricità agenti sovr'essi dispaiono.

Nello stato attuale delle nostre cognizioni la spiegazione più probabile della combustione e della ignizione che n' è l'effetto si può dire quest' esser: *che in ogni combinazione chimica vi è neutralizzazione delle elettricità opposte, e che questa neutralizzazione produce il fuoco; nella medesima guisa ch'essa lo produce nelle scariche della bottiglia elettrica, della pila elettrica e del fulmine, senz'essere accompagnata in questi fenomeni da chimica combinazione.*

Sorge a tal proposito una quistione che non si può risolvere con niun fenomeno analogo alla scarica elettrica ordinaria. Dappoichè combinaronsi i corpi per effetto d'una scarica elettro-chimica, e produssero il fenomeno del fuoco, rimangono in questa combinazione con una forza che, come dicemmo, è superiore a quelle tutte che possono produrre separazione meccanica. I fenomeni elettrici ordinarii chiari-

scono bensì l' azione de' corpi più o meno distanti, la loro attrazione prima di combinarsi ed il fuoco prodotto da questa combinazione; ma non ci danno ragione della causa che mantiene i corpi uniti con tanta forza, dopochè lo stato di opposizione elettrica è distrutto. Sarebbe questo l' effetto di una forza particolare inerente agli atomi, come la polarizzazione elettrica; ovvero sarebbe una proprietà dell'elettricismo che ci sia impercettibile nei fenomeni ordinarii? Volendo decidere una tale quistione, troviamo, nel primo caso, che la permanenza della combinazione non dovrebbe essere sottomessa all'influenza dell' elettricità, e che, nel secondo, il ristabilimento della polarità elettrica dovrebbe distruggere anche la più forte combinazione chimica. Noi sappiamo, che la scarica della batteria elettrica supera l' affinità chimica e separa i corpi combinati, vale a dire vince od annulla la forza per cui gli atomi, dopo la scarica elettro-chimica, rimangono tuttavia uniti. Si può, per esempio, mediante una piccola batteria elettrica di 8 o 10 coppie di dischi d'argento e di zinco, grandi come un tallero, decomporre la potassa con l' intermezzo del mercurio; il che fa vedere che quanto noi chiamiamo affinità di combinazione, affinità chimica, ha una relazione necessaria e inalterabile coi fenomeni elettro-chimici, benchè ci sia impossibile spiegarla coi fenomeni noti fino al presente delle scariche dell'elettricità prodotta collo strofinio.

Gli sperimenti eseguiti sulle mutue relazioni elettriche de'corpi, ci dimostrarono che si posson essi dividere in due classi: gli *elettro-positivi* e gli *elettro-negativi.* I corpi semplici appartenenti alla prima classe, e i loro ossidi, acquistano sempre l' elettricità positiva quando incontrano corpi semplici od ossidi appartenenti alla seconda; e gli ossidi della prima classe comportansi sempre cogli ossidi dell' altra come le basi salificabili cogli acidi.

Si credette che la serie elettrica de' corpi combustibili differisse da quella de' loro ossidi; ma, benchè i diversi gradi di ossidazione di alcuni corpi presentino alcune eccezioni, l' ordine elettrico de' corpi combustibili generalmente si accorda con quello degli ossidi, *per gui-*

sa che i gradi di ossidazione dei diversi radicali, che sono dotati delle affinità più forti, stanno fra loro come gli stessi radicali.

Distribuendo i corpi secondo l' ordine delle loro disposizioni elettriche, componesi un sistema elettro-chimico, il quale, a mio parere, è più adatto che ogni altro a dare una idea della chimica. Ne parleremo più innanzi.

L'ossigeno è il più elettro-negativo di tutti i corpi. Siccome non è mai positivo relativamente a niun altro, e che dietro tutti i fenomeni chimici fin qua conosciuti è probabile che niun elemento del nostro globo possa essere più elettro-negativo, noi gli attribuiamo una negatività assoluta. Quindi nel sistema elettro-chimico esso è il solo corpo i cui rapporti elettrici sieno invariabili. Gli altri variano in ciò che un corpo può essere negativo rispetto ad un altro, e positivo riguardo un terzo: per esempio, il solfo e l'arsenico sono positivi relativamente all'ossigeno, e negativi relativamente ai metalli. I radicali degli alcali fissi e delle terre alcaline, sono, all' opposto, i corpi più elettro-positivi; ma lo sono a gradi poco diversi; e nell'estremità positiva della serie elettrica non v' ha corpo alcuno tanto elettro-positivo quanto l'ossigeno è elettro-negativo.

Per altro nella idea della esistenza di questo corpo varii chimici pensarono ch'esso fosse l' idrogeno, e le proprietà elettro-positive dei corpi provenissero sempre da una porzione d' idrogeno in essi contenuta: ma questa conghiettura, che non si fonda sopra altri fatti che sulla grande capacità di saturazione dell' idrogeno, non venne mai universalmente approvata; e basta osservare un tratto le proprietà dell' idrogeno e degli altri corpi elettro-positivi, per trovarla inverisimile. Sembra d'altra parte che l' idrogeno si possa combinare col potassio, e sia l'elemento elettro-negativo di questa combinazione; inoltre, che l' acqua faccia l' ufizio di acido nelle sue combinazioni colle basi salificabili, poichè, quando l'idrato di calce o di barite viene decomposto dalla pila, l'acqua si porta al polo positivo, e la terra passa al negativo.

Se si distribuiscono i corpi secondo la progressione delle loro proprietà positive, trovansi in questa serie corpi le cui proprietà specifiche elettro-chimiche sono poco distinte, e che si potrebbero pur collocare sì nell'una che nell'altra classe elettrica. Questi corpi non sono per altro privi di proprietà elettro-chimiche: sono elettro-positivi riguardo a quelli che li precedono, e negativi riguardo a quelli che li seguono.

L' ordine in cui i corpi semplici si succedono relativamente alle loro proprietà elettro-chimiche generali ed a quelle dei loro ossidi più forti, è all'incirca il seguente:

Ossigeno.
Solfo.
Nitrogeno.
Fluoro.
Cloro.
Bromo.
Iodo.
Selenio.
Fosforo.
Arsenico.
Cromo.
Molibdeno.
Tunsteno.
Boro.
Carbonio.
Antimonio.
Telluro.
Tantalo.
Titano.
Silicio.
Idrogeno.

Vanadio (1).

Oro.
Osmio.
Iridio.
Platino.
Rodio.
Palladio.
Mercurio.
Argento.
Rame.
Urano.
Bismuto.
Stagno.
Piombo.
Cadmio.
Cobalto.
Nichelio.
Ferro.
Zinco.
Manganese.
Cerio.
Torio.
Zirconio.

(1) In una nota alla pagina 188 del presente volume, indicai che il vanadio è elettronegativo, comunque Berzelius no 'l dica, poichè non n'ebbe in istato metallico tanto da poter esperimentare nè meno il suo grado di densità, e soltanto egli accenni che è *fortemente negativo* rispetto allo zinco, e che il sottossido sorpassa infinitamente, in *qualità di elettromotore* negativo, anche l'oro, ch' è il meno elettropositivo della sua classe.

In tale incertezza a me non resta che collocarlo a parte, appunto tra l' una e l' altra classe, attendendo che la esperienza gli assegni il suo vero luogo.

(D.)

Alluminio.
Ittrio.
Glicio.
Magnesio.
Calcio.
Stronzio.
Bario.
Litio.
Sodio.
Potassio.

Dissi che tale è all'incirca l'ordine dei corpi semplici. Finora questa materia venne tanto poco esaminata, che nulla si può stabilire di certo quanto a quest' ordine relativo, che potrà forse non rimanere lo stesso quando saranno conosciute vie meglio tutte le circostanze pertinenti a tale argomento.

È consentaneo alla ragione pensare che le proprietà elettro-chimiche de'corpi, le une rispetto alle altre, debbano seguire il rapporto della loro affinità per l' ossigeno, e che la serie di queste affinità nel tempo stesso debba indicare il loro ordine. Non è per altro così: il solfo, il fosforo e il carbonio sono corpi molto elettro-negativi; tuttavia essi ripristinano alcuni corpi che sono più elettro-positivi. Oltracciò, l'affinità d'un corpo per l' ossigeno non è in un rapporto invariabile; essa cangia secondo la temperatura. Ad un certo grado di calore, il potassio ripristina il gas ossido carbonico; a un altro grado, il potassio viene ripristinato dal carbonio. Il mercurio si ossida al punto dell' ebollizione, e ad una temperatura più alta non ha più affinità per l' ossigeno, ec. D'altro lato, sovente, nelle nostre sperienze, alcuni corpi vengono ossidati o ripristinati da un' affinità composta, secondo la quale non si può giudicare della loro affinità relativa per l' ossigeno. Questa circostanza pertanto che i mutui rapporti elettrici de' corpi non seguono il grado della loro affinità relativa per l' ossigeno, la quale a primo tratto sembra essere contradditoria, non si oppone al sistema elettrico;

e mi studierò più innanzi di far vedere come si possa render ragione di questo fatto.

Molto prima che si fossero conosciuti i rapporti elettrici de' corpi combustibili, si aveano divisi i lor ossidi in acidi e in basi: i primi formano la classe elettro-negativa, i secondi la elettro-positiva; e questi corpi hanno fra loro una tale correlazione, che un acido debole serve spesso di base ad un altro più forte, ed una debole base fa spesso l'uficio d'un acido riguardo ad un'altra base più forte.

I sali composti di un acido e di una base esercitano ancora l' uno sull'altro alcune elettriche reazioni di due spezie: cioè *decomponenti*, mediante le quali gli elementi combinansi in altri rapporti; *combinanti*, quando due sali unisconsi insieme e formano un sal doppio, esercitando allora uno di questi sali una reazione elettro-negativa, e l' altro una reazione elettro-positiva. La prima (la decomponente) dipende da reazioni elettriche specifiche degli elementi particolari, che tendono ad una più perfetta neutralizzazione; la seconda (la combinante), al contrario, procede dalla elettrica reazione dell' atomo del tutto composto, che, conservando tuttavia la sua composizione, tende a meglio neutralizzarsi.

Una parte de' corpi composti fornisce una terza classe di rapporti elettro-chimici che non si ritrovano fra i corpi semplici: son questi gl' *indifferenti*, che non esercitano più reazione elettro-chimica, e non si combinano con altri corpi. Non vi ha però indifferenza elettro-chimica assoluta in senso rigoroso; questi corpi non la posseggono che ad un certo grado. Essa avviene quando tanti corpi si sono insiem combinati che ne è provenuta una neutralizzazione perfetta, e nessun altro può entrare nella combinazione. Allora ogni reazione elettrica cessa riguardo ai corpi che tenderebbero a combinarsi col corpo composto; ma i suoi elementi conservano ancora le loro reazioni specifiche sui corpi che tendono a decomporlo. Così, per esempio, l' allume cristallizzato non si può combinare a niun altro corpo; ma può venir decomposto da un gran numero di corpi.

Diversi corpi composti hanno questa proprietà particolare che, esposti ad una certa temperatura elevata, si manifesta subitamente del fuoco, come se avvenisse una combinazione chimica; senza che, almeno nella maggior parte de' casi, il loro peso ne sia diminuito o aumentato. Però le lor proprietà, e più spesso il loro colore, ne vengono alterati; per via umida essi non manifestano più alcun' affinità: non combinansi più coi corpi per i quali avevano una grande affinità, e resistono all' azione de' corpi che di leggeri li decomponevano precedentemente. Non abbandonano questa indifferenza se prima non sieno esposti, ad un' alta temperatura, all' azione di corpi dotati d' una fortissima affinità chimica, vale a dire che non sieno riscaldati con alcali o con acidi fissi o poco volatili, coi quali allora combinansi per via secca, ritornando al primiero loro stato elettro-chimico; tali sono, ad esempio, la zirconia, l' ossido cromico, ecc. Trattando del fosfato magnesico ho detto che questo sale offre lo stesso fenomeno. Dopo la di lui calcinazione si trova che l' acido fosforico del sale passò da uno stato isomerico all' altro; vale a dire, che si è convertito nella modificazione dell' acido calcinato. È possibilissimo che questa ignizione annunzii sempre, nella distribuzione degli atomi semplici o composti, un cangiamento che dà per risultato una modificazione nelle proprietà; e che gli elementi di un corpo composto si combinino realmente a due gradi diversi di intimità, l' uno più debole, che avviene per via umida ad una temperatura poco elevata, e l' altro per via secca ad un forte calore, purchè nel tempo stesso non sieno esposti all' azione d' altre sostanze. È probabile che la maggior parte de' minerali, la cui composizione è tale che facilmente dovrebbono venire sciolti o decomposti dagli acidi, ma che nullameno non ne vengono intaccati, si trovino in un simile stato di unione intimissima fra i lor principii costituenti, come per esempio, il feldspato, lo spinello, l' ossido stagnico, ecc., che allo stato in cui si ritrovano in natura resistono all' azione de' più forti acidi. Tuttavolta, il grado d' indifferenza apparente al quale si possono in tal modo ridurre alcuni corpi composti, varia d'as-

sai; ed è quindi mestiero, onde distruggerlo, esporli a reazioni elettro-chimiche più o meno forti. Gli ossidi cromico e stagnico e la zirconia non ricuperano che in virtù dell' acido solforico quasi bollente le affinità fatte lor perdere dal calore del fuoco. L' allumina, l' ossido ferrico ecc., che dopo essere stati calcinati non vengono più, a freddo, intaccati da deboli reagenti, possono rimanere disciolti dall' acido idroclorico concentrato, al calore della ebollizione ed anche a un calor temperato lungo tempo mantenuto. Certi sali, come l' allume, il solfato ferroso, ecc., che privati vennero della lor acqua colla calcinazione, sembrano avere nel tempo stesso perduto la loro affinità per l' acqua e la loro solubilità in questo liquido: vi si precipitano senza che si manifesti la più piccola azione reciproca; ma se vi rimangono lungamente, riacquistano a poco a poco la loro acqua di cristallizzazione e si disciolgono. Il gesso, esposto ad un calore di 110°, perde la propria acqua, e la ripiglia dopo essersi freddato: però se riscaldasi fino al rovente, perde per sempre la proprietà di contenere acqua combinata, quando prima non fosse stato disciolto e cristallizzato. Questa proprietà che posseggono i corpi di passare, massimamente per l'azione d' un forte calore, ad uno stato del tutto modificato, e perdere la propria tendenza a combinarsi con altri corpi, è molto più comune di quello che non si credette fin qua: può darsi che avvenga, come avviene la combinazione chimica ordinaria, con un certo svolgimento di calorico a gradi diversi, da quello ch' è appena sensibile fino alla ignizione.

Le indagini precedenti conducono alle due seguenti quistioni: Come trovasi l' elettricità nei corpi? Come un corpo è elettropositivo od elettronegativo? Fin qui i nostri ragionamenti ebbero a compagna la esperienza la quale servì ad avverarli. Ora noi entriamo in un campo in cui siamo da essa abbandonati, ed in cui per conseguenza, ove anche le nostre conghietture fossero giuste, resterebbero sempre nel dubbio; tuttavolta, tentiamo raffigurarci la cagione di tali fenomeni.

Noi sappiamo che un corpo non diviene elettrico senza che le due elettricità si manifestino, sì nelle diverse parti dello stesso corpo, sì

almeno, nella sua sfera di attività. Quando le elettricità si dimostrano separatamente in un corpo in cui abbiavi continuità, esse ritrovansi sempre concentrate in due opposti punti di questo corpo, e il suo stato elettrico ha perfettamente la stessa polarità d' un corpo magnetico. Nello stato attuale delle nostre cognizioni non possiamo concepire elettricità libera che in conseguenza di siffatta polarità. La tormalina offre il migliore esempio di questa polarità elettrica.

Ma si consideri che le minime parti di un corpo debbono possedere questa polarità; poichè non si può concepire una porzione d' un corpo elementare che non abbia le proprietà dell' intero corpo o quelle d' una riunione di varie parti. Quindi conseguentemente ne viene, che, senza questa teorica corpuscolare, non puossi concepire l'idea di una polarità elettrica nei corpi. Ma ammettendo che i corpi sieno composti di atomi, possiamo rappresentarci che ognuno di questi atomi possegga una polarità elettrica donde dipendano i fenomeni elettro-chimici nella loro riunione, la cui inuguale intensità sia la cagione della differenza di forza con cui si esercitano le loro affinità.

Tuttavolta, questa polarità elettrica degli atomi non è sufficiente a spiegare i fenomeni di elettricità specifica che offre ciascuno di essi, e rende gli uni *elettropositivi*, gli altri *elettronegativi*. Tale proprietà probabilmente procede da quella specie di parzialità elettrica, se posso così esprimermi, che venne prima osservata da Erman, chiamata *unipolarità*, la cui esistenza è positivamente dimostrata, benchè, secondo le nostre idee sull' elettricità, non la veggiam necessaria. Figuriamoci che, nelle molecole di un corpo, l' elettricità dell' uno dei poli sia o predominante, o più concentrata in un certo punto che la elettricità dell' altro polo; all' incirca allo stesso modo che uno dei poli d' una calamita può essere molto più forte dell'altro: figuriamoci inoltre che esista nelle minime parti di ogni corpo una simile unipolarità specifica, in virtù della quale negli uni predomini il polo positivo, negli altri il polo negativo, e comprenderemo allora molto bene come la elettricità *possa* ritrovarsi nei corpi, ed in che

consistano le loro proprietà elettrochimiche. I corpi sono dunque elettropositivi od elettronegativi, secondo che l' uno o l' altro polo in essi predomina.

Ma questa unipolarità specifica, essa sola non chiarisce tutt' i fenomeni. Noi vediamo che due corpi elettronegativi, come l' ossigeno e il solfo, si combinano in una maniera molto più intima, che, per esempio, l' ossigeno e il rame, quantunque questo sia elettropositivo. Il grado d' affinità de' corpi non dipende adunque unicamente dalla loro unipolarità specifica; ma deve principalmente procedere dalla intensità della loro polarità in generale. Certi corpi sono suscettivi di una più intensa polarizzazione che altri, e debbono, per conseguente, avere maggior tendenza a neutralizzare l'elettricità divisa ne' loro poli, vale a dire un maggior grado di affinità degli altri corpi; così che questa affinità consista propriamente nella intensità di polarizzazione. Perciò l'ossigeno combinasi piuttosto col solfo che col piombo: poichè, sebbene i due primi abbiano la stessa unipolarità, il polo positivo del solfo neutralizza una maggior quantità di elettricità negativa nel polo dominante dell' ossigeno, di quella che il polo positivo del piombo può neutralizzare.

Il grado di polarità elettrica de' corpi, se in fatto esiste come nella nostra mente, non sembra essere una quantità costante: dipende, al contrario, molto dalla temperatura per cui esso si accresce, e le cui modificazioni di temperatura gli fanno provare alcuni mutamenti. È necessario far una distinzione fra la polarità specifica de' corpi e la loro capacità di polarizzazione: poichè molti fra quelli che sembrano non avere che una debolissima polarità alla ordinaria temperatura dell' atmosfera, ne acquistano una fortissima al grado del calore rovente, come, per esempio, il carbone. Altri hanno, al contrario, una debolissima polarità, la quale giunge al suo maggior grado a bassa temperatura, ed alcuni anche la perdono del tutto ad elevato calore: tale è il caso dell' oro. Ciò ne dà ragion come avvenga che il fosforo si ossidi a basse temperature, mentre il carbone e il solfo non sog-

giacciono a niuna alterazione. Da ciò pure comprendesi perchè certi corpi, che ad alte temperature formano combinazioni sussistenti colla maggior forza, non hanno a minori gradi di calore alcuna azione gli uni sugli altri, il che proviene perchè la intensità di polarità necessaria alla loro combinazione non viene prodotta che a gradi elevati; ciò che ci fa apertamente conoscere la causa per cui le affinità della maggior parte de' corpi non si cominciano ad esercitare che ad alte temperature. Operata che sia la neutralizzazione elettro-chimica, non può più venire distrutta che da forze elettriche, le quali restituiscono alle parti la loro primitiva polarità nello stesso modo della scarica della pila elettrica. Donde mai la temperatura aumenta la polarità elettrica? noi lo ignoriamo: ma questo fenomeno venne osservato tutte le volte che si potè scuoprire e misurare coi nostri strumenti una elettricità polare; e questa prova positiva ci guida nelle nostre conghietture relative alla polarità degli atomi.

« *Corpora non agunt nisi soluta* », è un'antica sentenza chimica spiegata dal fatto, che i corpi liquidi presentano maggiori superficie. Ciò è ben vero; ma la superficie anche estendesi colla polverizzazione, senza produrre un effetto proporzionato. Perchè avvenga una combinazione fra particelle polarizzate, è necessario che almeno quelle d' uno de' corpi sien mobili, e possano con una certa facilità rivolgere alle altre i loro poli opposti. Questa mobilità trovasi in ispecie ne' liquidi: non avviene alcuna combinazione fra due corpi solidi, od almeno è rarissima: essa avviene più facilmente quando l' uno dei due è allo stato liquido, e meglio anche quando son liquidi tutti e due.

Siccome ogni atomo polarizzato deve avere una sfera di attività proporzionata alla intensità della sua polarizzazione, ne segue che non può esservi combinazione fuori di questa sfera, e che se le particelle polarizzate trovansi a troppo grandi distanze, il loro effetto reciproco in proporzione diminuisce. Perciò i corpi liquidi agevolmente combinansi e a quasi tutte le temperature. All' opposto, quelli che

sono gasosi, abbisognano il più delle volte dell'intermezzo del calorico: e quando son rarefatti, e per conseguenza le lor particelle sono a maggiori distanze, perdono reciprocamente la loro azione elettro-chimica. In tal modo, un miscuglio di gas ossigeno e idrogeno, estremamente rarefatti, richiede una temperatura molto più elevata per accendersi e proseguir ad ardere, di quello che trovandosi alla pressione atmosferica, poichè la distanza fra gli atomi d' ossigeno e di idrogeno eccede la loro sfera di attività ordinaria.

Le proprietà elettro-chimiche de' corpi ossidati dipendono quasi sempre esclusivamente dalla unipolarità del loro elemento elettro-positivo, vale a dire dal loro radicale: l'ossido è d'ordinario elettro-negativo riguardo ad altri ossidi, quando il suo radicale è negativo rispetto a' loro radicali, e reciprocamente. Per esempio, l'acido solforico è elettro-negativo rispetto a tutti gli ossidi metallici, perchè il solfo è negativo verso tutti i metalli. Gli ossidi di potassio e di zinco sono, al contrario, elettro-positivi rispetto a tutti i corpi ossidati, mentre, verso i radicali di questi, il potassio e lo zinco sono positivi. Questo fatto, di cui non possiamo render ragione, rettifica una idea inesatta intorno al principio dell'acidità, che nella teoria antiflogistica si credette esser l'ossigeno. Noi troviamo al presente ch' esso risiede nel radicale degli acidi; e che l'ossigeno vi fa un uficio tanto indifferente, che entra del pari nelle più forti basi salificabili, vale a dire negli ossidi elettro-positivi, nei più forti acidi, e negli ossidi elettro-negativi. Talvolta avviene però, che un ossido positivo acquisti, per una maggiore ossidazione, alcune proprietà meno elettro-positive che lo ravvicinino a' corpi elettro-negativi, come, per esempio, l'ossido stagnico e gli acidi del manganese; ma nelle basi più forti, come la potassa e la soda, un'aggiunta di ossigeno può bensì distruggere la reazione positiva, ma non produrne una negativa: in questa guisa si formano i surossidi delle forti basi salificabili.

Se le esposte conghietture offrono un' idea giusta del rapporto de' corpi coll'elettricità, ne segue che quanto noi chiamiamo affinità chimica

con tutte le sue varietà, altro non è che l'effetto della polarità elettrica delle particelle, e che la elettricità è la prima cagione di qualsiasi azion chimica: la elettricittà è la sorgente della luce e del calore, i quali forse non ne sono che modificazioni, con cui riempiono lo spazio di luce raggiante e di calorico, e manifestansi per cause tuttora sconosciute, talvolta come calorico e tal altra come elettricità separate, disparendo in questo caso con produzione di luce e calorico.

La elettricità, la cui natura ci è ancor ignota e non ha analogia con alcun altro corpo tra tutti quelli che si sperimentano (se si eccettui il fluido magnetico, analogo all'elettricità come la luce al calore, mentre la elettricità è causa nel tempo stesso di calorico, di luce e di polarità magnetica) sembra esser dunque la prima causa di azione in tutta la natura che ne circonda. Taccio di tutte le ipotesi ch'essa fè nascere; esse non potrebbero avere per fondamento che il confronto con altri corpi meglio conosciuti, coi quali l'elettricità non ha relazione alcuna. Si suppose che l'elettricità fosse un movimento di vibrazione nei corpi, analogo a quello prodotto dal suono; si disse ch'essa era una forza primitiva inerente ai corpi, ec.; ma niuna di queste ipotesi non ne chiarì meglio la sua natura, e furono tutte in qualche parte difettose: si potè conoscere non esser questa la vera maniera di rappresentarsi un agente tanto considerabile.

Ogni azione chimica è dunque da principio un fenomeno elettrico dipendente dalla polarità elettrica degli atomi. Quindi quanto sembra effetto di ciò che noi diciamo affinità elettrica, non può esser prodotto che da una più forte polarità elettrica in alcuni corpi che in altri. Quando la combinazione AB, per esempio, viene decomposta dal corpo C, avente una maggiore affinità per A di quello che B, è necessario che C abbia una intensità maggiore di polarità elettrica di quello che B: il che produce una più perfetta neutralizzazione fra A e C, che fra A e B, la quale può essere accompagnata da una temperatura tanto alta che manifestisi il fuoco. B allora riacquista la sua polarità primitiva per la combinazione di A con C. Se, al contrario, di questi tre corpi A abbia la più debole polarità, B sarà del pari scacciato da C, senza per altro no-

tabile accrescimento di temperatura, a causa della maggiore tendenza di neutralizzazione in C, che trovasi più fortemente polarizzato (1). Se due corpi AB e CD si decompongono l'un l' altro, così che forminsi due altri corpi AD e CB, la polarità elettrica sarà allo stesso modo meglio neutralizzata nelle seconde combinazioni che nelle prime. Io parlerò più avanti delle cagioni accessorie che agiscono nel medesimo tempo, e che non fanno dipendere unicamente l'effetto dal grado di polarizzazione dei corpi.

Un corpo che può combinarsi con altri, ora come elettropositivo ed ora come elettronegativo, non può venir discacciato dalla prima di queste combinazioni che da corpi più positivi, e dalla seconda, che da corpi più negativi: per esempio, il solfo può venire scacciato dall'acido solforico, in cui è elettropositivo, da corpi che lo sono vieppiù; ma non può essere discacciato dal solfuro di piombo, ove esiste allo stato elettronegativo, che da corpi negativi rispetto al piombo, i quali lo sieno ancor più dello stesso solfo.

È noto che alcuni corpi composti inorganici hanno la proprietà di decomporsi ad un' alta temperatura con grande detonazione, come, per esempio, l'argento e l' oro fulminanti. Queste combinazioni sono sempre prodotte da una debole polarità elettrica, che agisce a temperature poco alte, e sono composte di elementi, due de'quali almeno hanno una grande capacità di polarità elettrica. Riscaldate, esse acquistano questa maggiore polarità: i poli elettrici delle particelle si collocano reciprocamente in un' altra guisa, avviene una neutralizzazione maggiore, il fuoco compare e i corpi si decompongono all'istante con detonazione.

I fenomeni elettrici qui ricordati si manifestano principalmente nella natura inorganica: nella natura organica, lo stato delle cose è diverso.

(1) Suppongasi A = 10, B = 8, C = 9; e nel secondo caso, A = 7. Vi avrà decomposizione, poichè tanto 10 + 9 maggior di 10 + 8, quanto 7 + 9 maggior di 7 + 8. Ma nel primo caso vi è un eccesso 3 di polarità, il quale cagiona calore e tal volta anche fuoco. (D).

Se le ipotesi elettrochimiche son giuste, ne segue che ogni chimica combinazione dipende soltanto da due forze opposte, l' elettricità positiva e la negativa, e perciò ogni combinazione deve constare di due parti costituenti riunite dall' effetto della loro reazione elettrochimica, quando non esista una terza forza. Quindi segue che ogni corpo composto, quale che sia il numero de' suoi principii costituenti, può venir diviso in due parti, una delle quali è positivamente, l'altra negativamente, elettrica. Così, per esempio, il solfato sodico non è composto di solfo, di ossigeno e di sodio, ma d'acido solforico e di soda, e amendue possono ancor suddiversi in due elementi, l'uno positivo, l' altro negativo. Del pari, l'allume non può considerarsi come direttamente composto de' suoi principii semplici; ma lo si dee riguardare come il prodotto della reazione del solfato alluminico, elemento negativo, sul solfato potassico, elemento positivo; e in tal modo la teorica elettrochimica comprova pure quanto esposi intorno alle particelle composte del primo, del secondo, del terzo ordine, ec.

Ci è anche una combinazione di natura affatto diversa da quelle onde abbiamo parlato finora; quando un corpo solido a contatto con un liquido si fonde, rende latente una porzione di calorico, e meschiasi col corpo liquido: il che noi diciamo disciorsi. Questo fenomeno non è accompagnato da neutralizzazione elettrica e chimica; il corpo conserva la sua reazione elettrochimica senza diminuzione, e più vivamente la esercita per la mobilità delle sue particelle che quando era allo stato solido. Per ciò non si svolge calorico; al contrario, ve ne ha di assorbito, e le sperienze ci conducono a credere che quest' assorbimento accresca in ragione della distanza a cui trovansi le molecole del corpo ch' era solido; il perchè, ove si versi dell'acqua sopra un sale che non è atto ad assorbire acqua combinata, o che già ne contiene la quantità cui può ritenere, la temperatura si abbassa durante la dissoluzione del sale e la dispersione de' suoi atomi nell' acqua; ma se il sale può prendere acqua combinata, svolgesi primieramente del calorico dovuto alla combinazione dell' acqua col sale, e indi, quan-

do il sale contenente l'acqua combinata comincia a disciorsi, la temperatura si abbassa. D'altre parte, un corpo può assorbire acqua combinata senza essere per ciò solubile nell'acqua; ed all'opposto può essere solubile e non essere atto a combinarsi coll'acqua. Tutte queste circostanze adunque ci dimostrano che l' interna azione d' una dissoluzione è affatto diversa da quella d' una combinazione chimica, e ch' esse non si possono riguardare come gradi diversi dello stesso fenomeno. Si prova che la dissoluzione dipende da un' affinità specifica fra il dissolvente e il dissolubile, osservando: 1.° che tutti i corpi ugualmente non isciolgonsi ne' liquidi; 2.° che la coesione è un ostacolo cui devesi vincere nel corpo da sciorsi. La natura si servirebbe fors'ella in tal caso di forze primitive diverse da quelle che usa comunemente? Ciò non è probabile, benchè d' altra parte non sia niente più possibile di farsi una idea della modificazione di queste forze, che produce un fenomeno tanto diverso dalla chimica combinazione ordinaria.

Si riguardò come prova della mutua penetrazione de' corpi nelle combinazioni, la composizione totalmente omogenea della dissoluzione, esaminata anche col miglior microscopio, aggiunta alla circostanza che, per esempio, un solo grano di sal marino sciolto in una pinta di acqua comunica ad ogni goccia di questa dissoluzione la proprietà d' intorbidarsi col nitrato d' argento. Ma non si dee già pensare che sia più facile distinguere in un miscuglio liquido gli atomi del corpo disciolto da quelli del dissolvente, di quello che distinguere col microscopio gli atomi di quest' ultimo; il che ci è impossibile, quantunque la dilatabilità pel calore, la penetrazione dei liquidi dai gas, ed altri fenomini, ci additino che gli atomi debbono lasciare fra loro piccoli interstizi.

Osservaronsi in questi ultimi tempi che i corpi porosi assorbono l' aria e la comprimono più o meno ne' loro interstizi, svolgendo calorico, di guisa che l'aria è più condensata nei loro pori, che nell'atmosfera alla pressione ordinaria. In ciò i corpi porosi agiscono del pari con una affinità specifica, e i gas de'diversi corpi non vengono as-

sorbiti in quantità proporzionali. Trovossi pure che l' acqua ed i liquidi comportansi coi gas, che non ritengono in chimica combinazione, allo stesso modo che i corpi porosi: il che fa vedere che gli assorbimenti dei gas, fatti dai liquidi e dai corpi solidi porosi, sono fenomeni della stessa natura. Inoltre venne scoperto che, come un gas nell' acqua può essere parzialmente scacciato da un altro gas che vi entra, così un gas può venir discacciato da un corpo solido che vi si discioglie. Un liquido che contiene un corpo solido in dissoluzione, assorbe tanto meno gas quanto maggiore quantità contiene del corpo solido che sembra riempiere una parte degli interstizi in cui il gas sarebbe stato ricevuto. A noi non mancano quindi ragioni per credere che la dissoluzione de' corpi solidi in un liquido, l' assorbimento de' gas operato dai liquidi, ed il loro assorbimento dai solidi porosi, in generale, appartengano alla medesima classe di fenomeni.

In tutti i casi, dobbiamo, secondo la teorica corpuscolare, raffigurarci che la dissoluzione d' un corpo solido in un liquido consiste in ciò, che, essendo stata la coesione del corpo solido distrutta da una ignota modificazione dell'affinità, le molecole di questo corpo si dividono e pongonsi fra quelle del fluido, e non solamente riempiono i loro intervalli, ma le allontanano anche le une dalle altre, il che accresce il volume del liquido. È d' uopo raffigurarsi che in un liquido, in cui il miscuglio si operò dovunque esattamente, ogni atomo del corpo disciolto è circondato da un egual numero di molecole del dissolvente; e che se varie sostanze vengono insieme disciolte, è d' uopo si dividano fra loro gli intervalli tra le molecole del disolvente: a talchè la composizione del liquido essendo uniforme, si determina una tale simmetria nella situazione delle particelle, che tutti gli atomi di ogni corpo particolare ritrovansi uniformemente collocati rispetto agli atomi degli altri corpi. Si può dunque dire che la dissoluzione viene caratterizzata dalla simmetria nella posizione degli atomi, come la combinazione lo è dalle proporzioni invariabili. Quindi pur ne deriva una estensione degli effetti dell' affinità chimica oltre i limiti cui si giunge

esaminando i corpi solidi o gasosi. Per chiarire quest' asserzione, supponiamo che 1000 atomi d' un corpo, per esempio, di nitrato rameico, sieno disciolti in un liquido, e ci si versino sopra, mescendo bene, 1000 atomi di acido solforico; allora a canto d'ogni atomo del primo corpo si porrà un atomo del secondo. Ma l' acido solforico avendo più affinità per l' ossido rameico dell' acido nitrico, questo dovrà cedere il posto all' acido solforico, e ne risulteranno, per conseguenze, 1000 atomi di solfato rameico e 1000 di acido nitrico: questo rimane peraltro vicino all' atomo nuovamente formatosi; la sua affinità, vale a dire, la sua polarità elettrochimica, benchè vinta da una più forte polarità, non venne peraltro distrutta: essa prosegue dunque ad agire e diminuisce a proporzione l' attività dell'acido più possente, che solo può agire col suo eccesso; oppure, in altri termini, essa respinge, colla sua polarità elettro-negativa, una parte dell' acido solforico ugualmente elettronegativo, finchè si stabilisca l' equilibrio fra le loro due affinità: allora una parte dell' acido nitrico rimane nella dissoluzione combinata con un certo numero di atomi di rame, mentre l' acido solforico s' impadronisce degli altri atomi di rame ossidato. La quantità della decomposizione operata dall' acido solforico è in ragione composta della differenza fra i gradi di affinità de' due acidi rivali (vale a dire, della loro diversa intensità di polarizzazione elettrochimica), e del numero dei loro atomi presenti; poichè se, nell' esempio citato, si aggiungono alcuni atomi d' acido nitrico, essi s'impadroniranno d' un certo numero di atomi di ossido rameico, allontanando un numero corrispondente d'atomi d'acido solforico, minore del numero di atomi d' acido nitrico aggiunti. Così alcuni atomi liberi dei due acidi si porranno intorno quei che rimangono combinati, ed impediranno, colle opposte lor forze contrabbilanciate, la mutua loro combinazione coll' ossido rameico. È chiaro che, ove si stabilisca l' equilibrio, l' affinità più debole dell' acido nitrico, esercitata da un gran numero de'suoi atomi interposti nella massa, è uguale all'affinità superiore dell'acido solforico, esercitata da un minor numero di atomi.

Immaginiamoci ora che uno di questi acidi opposti sia insolubile e, per conseguenza, a misura ch' esso ne viene separato, passi, secondo la sua natura, allo stato solido o gasoso: allora i suoi atomi liberi, anzichè agire colla loro presenza, ponendosi intorno alla combinazione operata, se ne allontaneranno e verranno finalmente del tutto scacciati dall' altro, i cui atomi liberi circondano la combinazione, se si trovino in numero sufficiente. In conseguenza, per un effetto meccanico facilissimo a concepire, l' acido più debole può discacciare il più forte, se il primo sia in quantità bastante, e il secondo non si possa mantenere nella dissoluzione. Se, d' altra parte, la nuova combinazione con uno degli acidi è insolubile, si separa dal liquido a misura che si forma. La parte della base che resta nella dissoluzione, non venne dunque scompartita fra gli acidi; ed il liquido rimase, riguardo a ciò, nel medesimo stato in cui trovavasi quando si cominciò a mescervi l'acido precipitante; con tale differenza peraltro, che le forze contrabbilancianti l' effetto di questo acido accrescono a misura che se ne versa di più; e per conseguenza, è d' uopo aggiungerne sempre più e più onde precipitare una stessa quantità della combinazione. In questa guisa un acido può discacciare un altro più possente; e l' acido tartrico, per esempio, o l'acido citrico, s'impadroniscono dell' ossido piombico, in una dissoluzione di nitrato piombico, formando un precipitato di tartrato o di citrato piombici.

E' facile riconoscere che tali fenomeni sono essattamente gli stessi che vennero esaminati e con tanta sagacia dimostrati da Berthollet, donde questo celebre chimico trasse la conseguenza che i corpi si possono combinare insieme in una infinità di proporzioni, tra certi limiti, e che i rapporti non sono invariabili che quando, per effetto della forza di coesione o di espansione, i corpi si separano allo stato solido o si svolgono a quello di gas. Sebbene i risultati delle sperienze di Berthollet sieno paruti dapprima molto opposti al sistema generale delle proporzioni chimiche, noi troviamo al presente ch' essi procedono

come necessaria conseguenza della teoria corpuscolare, e dobbiamo saper grado agli studi di un dotto che, quantunque abbia considerato l'argomento sotto un altro aspetto teorico, ci ha peraltro spianato il cammino da quella parte verso cui le perquisizioni sulle chimiche proporzioni non si sarebbero rivolte che molto tardi. Ora veggiamo che la uguale ripartizione degli atomi de' corpi disciolti fra quelli del dissolvente produce fenomeni che, quando i corpi agenti e i loro prodotti mantengonsi nella dissoluzione, debbono essere assolutamente gli stessi come se fossero possibili combinazioni in tutte le proporzioni. Adunque si vede che le ingegnose indagini di Berthollet, nella sua statica chimica, non combattono nè la teoria delle proporzioni determinate, nè i principii della teoria corpuscolare. Berthollet estese anche ai corpi solidi l'applicazione de' risultamenti delle sue osservazioni sui liquidi: questa applicazione, concernendo la influenza della massa chimica (vale a dire la somma del grado d'affinità del corpo agente e della quantità di esso) sopra un corpo solido che si ritrova in un liquido, è giusta nel caso in cui il corpo solido, non ostante la sua insolubilità, non è affatto fuori della sfera d'attività del liquido; ma l'applicazione che poi se ne fece ai corpi secchi e solidi, ponendo, per esempio, che i metalli possano ossidarsi fra il massimo e il minimo in una infinità di gradi, venne dall'esperienza smentita, la quale prova che quando un ossido sottomesso all'azione dell'ossigeno non si converte del tutto in un altro ossido, l'ossido nuovamente formatosi trovasi mescolato e talvolta combinato chimicamente colla parte dell'ossido non alterata, e spesso non è difficile scuoprire col microscopio non essere che insieme mescolati.

Ci resta tuttavia a dire qualche parola intorno la *forza di coesione*, considerata secondo la teoria elettrochimica, forza i cui fenomeni meccanici vennero studiati in questi ultimi tempi con tanto buon esito. Fu dimostrato che la forma regolare dei corpi suppone nei loro atomi una tendenza a mettersi in contatto per certi punti di prefe-

renza, vale a dire dipende da una polarità che, per conseguente, non può essere che elettrica o magnetica : però nulla ci porta a credere finora che sia magnetica. Tutti gli atomi d'un corpo conservando un certo grado di polarità, devono naturalmente cercar di congiungersi pei loro poli opposti; e si potrebbe conghietturare che per effetto della loro polarità la coesione si formi nella medesima guisa che il piatto dell' elettroforo, elettrizzato positivamente, viene ritenuto dalla elettricità negativa della resina senza scarica nè mutua penetrazione. D'altra parte, potrebbesi paragonare la combinazione chimica alla neutralizzazione delle due opposte elettricità che si opera quando la piastra inferiore della resina viene messa in comunicazione col piatto superiore, il che produce una scarica elettrica.

Tuttavolta, è impossibile, dietro questo punto di vista, spiegare l'ineguale coesione nei corpi diversi o nel medesimo corpo, secondo diverse circostanze, nè le modificazioni della coesione, come la durezza, duttilità, tenacità, fragilità, ec. E se si volesse spiegare lo stato gasoso dicendo, che gli atomi mutuamente rivolgonsi i loro poli analoghi e quindi si rispingono da tutte le parti; e lo stato liquido, supponendo nei loro assi una piccola inclinazione, sarebbe forza trovare una nuova circostanza per effetto della quale i loro assi venissero mantenuti in una vicendevole posizione che la loro polarità deve tendere costantemente a mutare.

Noi non possiamo dunque spiegare la coesione con tutte le sue modificazioni, poichè conosciamo finora l'elettricità come forza prima ed universale. La coesione dipende da una forza, la cui azione è non solamente meccanica, ma anche chimica, contrabbilanciante e modificante le affinità in una maniera sensibile; e massime nelle dissoluzioni la forza di coesione esercita la sua chimica azione: essa favorisce sovente un'affinità più debole, la quale, tendendo a passare allo stato solido, vince una maggiore affinità, come Berthollet ha così bene spiegato.

IV. *Maniera di determinare il numero relativo degli atomi semplici nelle combinazioni chimiche.*

Dalton fu il primo a studiar di determinare il numero degli atomi semplici che entrano negli atomi composti di molti corpi: egli ammise che i corpi si combinano di preferenza nel rapporto d'un atomo di un elemento a un atomo dell'altro; e tutte le volte che non si conosceva in un corpo che un solo grado di combinazione, ei considerollo come composto di un atomo di ciascun elemento. Nel caso in cui un radicale possedesse varii gradi di ossidazione, suppose che il numero degli atomi d'ossigèno uguagliasse quello de' moltipli; che, per esempio, il gas ossido carbonico fosse composto di un atomo di carbonio e d'uno di ossigeno; l'acido carbonico d'un atomo di carbonio e due atomi di ossigeno; l' acido solforoso di un atomo di solfo e due atomi di ossigeno; l' acido solforico di un atomo di solfo e tre atomi di ossigeno. Varii autori inglesi ed alcuni autori tedeschi adottarono il principio di Dalton. Però quando si conosce una sola combinazione, è un poco arbitrario ammettere, senza aver riguardo agli altri rapporti di questa combinazione, ch'essa si componga d'un atomo di ciascun elemento; e in fatti conosconsi oggidì molti esempii contrarii. All' epoca in cui Dalton publicò il suo sistema, non si conosceva nel tunsteno e nel molibdeno che un grado di ossidazione il quale costituiva gli acidi tunstico e molibdico; ma dappoichè se ne scopersero varii, si ritrovò che questi acidi contengono più d' un atomo di ossigeno. Quando trattasi di numeri, è d' uopo togliere quanto è possibile, tutto ciò che è arbitrario, e attentissimamente cogliere, tutto ciò che ci può servire d'indicio. Benchè i nostri dati sulla composizione atomica della maggior parte de' corpi sieno probabili, queste cognizioni sono, come ben presto vedremo, sì poco sicure in molti casi, che esistono pochissimi corpi de' quali si possa dire di conoscere con certezza il numero di atomi semplici che forma l' atomo composto.

Ci son molti metodi per determinare il numero relativo degli atomi; noi gli descriveremo e ragioneremo sul grado di fiducia che essi meritano.

1.° Il solo metodo che conduca a risultamenti indubitati è quello di determinare i volumi relativi degli elementi che entrano, sotto forma gasosa, nella composizione di un corpo. Nòi conosciamo con certezza il numero relativo di atomi d' ossigeno e di nitrogeno ne'diversi gradi di ossidazione del nitrogeno; quello degli atomi di nitrogeno e d' idrogeno nell' ammoniaca; di cloro e di ossigeno nei diversi gradi di ossidazione del cloro; finalmente d' idrogeno e di cloro nell'acido idroclorico. Sfortunatamente questa certezza non si estende oltre i corpi che si possono ottenere e misurare separatamente sotto forma gasosa, e ci manca del tutto quando una delle parti costituenti un corpo composto non puossi ottenere sotto forma gasosa a tale temperatura da poterne valutare il relativo volume. Alcuni chimici si sono pure studiati a trovar dubbii contro l' esattezza dei risultamenti ottenuti con questo metodo, supponendo che i gas dei corpi combustibili, come i gas idrogeno, nitrogeno, cloro, contengano in un dato volume metà degli atomi dell'ossigeno: cosicchè, per esempio, due volumi di gas idrogeno contenessero lo stesso numero di atomi che un volume di ossigeno, e l'acqua quindi potesse considerarsi come composta d'un atomo di ciascheduno de'suoi elementi. Questa ipotesi, che non ha alcuna relazione naturale in appoggio, venne proposta da Thomson, chimico inglese, e da molti altri chimici fu adottata. E' evidente che la inesattezza di questa ipotesi non può venir dimostrata dal confronto del numero relativo degli atomi ponderabili nei gas dei corpi semplici; ma si può confutarla sotto altri punti di vista. Io proverò in seguito che noi conosciamo con certezza il peso relativo dell'atomo del solfo, ch' è un corpo combustibile, e quello dell' atomo dell' ossigeno: quindi ne segue che il gas solfidoidrico, il quale, al pari dell'acqua sotto forma gasosa, occupa un volume uguale a quello dell' idrogeno che contiene, è composto senza

dubbio di due atomi d'idrogeno e d' un atomo di solfo. Ora, niente più naturale di ammettere che l' uno e l'altro di questi corpi di composizione analoga contengano in due atomi d'idrogeno, un atomo dell' altro elemento. Se si obbiettasse che, per la analogia che v' ha fra il solfo ed il gas ossigeno, si debba applicare al primo tutto ciò che si riferisce al secondo, potrebbesi opporre a questo ragionamento la composizione dell' acido iposolforico, formato di due atomi di solfo e di cinque di ossigeno, il quale apertamente dimostra che le relazioni fra il peso atomico e il volume del solfo esser debbano le stesse che pel cloro, il nitrogeno e l'idrogeno, vale a dire, che l'atomo ed il volume esser debbano la cosa medesima. Inoltre si sa che il nitrogeno non si combina con meno di tre volte il proprio volume d'idrogeno (ammoniaca); sarebbe quindi d' uopo di ammettere che, per la stessa ragione, il nitrogeno contenga tre volte tanto gli atomi ponderabili che contiene l'idrogeno, ipotesi della quale si può provar la fallacia con altri metodi.

2.o Quando un corpo ha varii gradi di ossidazione, si determinano le quantità relative d'ossigeno, che combinansi con una data quantità del corpo combustibile. Quando queste quantità stanno fra loro come 1 : 2, questo rapporto può anche essere di 2: 4; quando stanno come 2:3, v'ha l'alternativa che, nel primo caso, un atomo di radicale può essere combinato con un atomo d'ossigeno, e nel secondo 2 atomi di radicale con 3 atomi di ossigeno: se il rapporto è come 3: 4, può essere che 2 atomi di radicale sieno combinati con 3 atomi di ossiegno, e un atomo di radicale con 2 atomi di ossigeno; ma quando il rapporto è di 3 : 5, non v' ha alcuna alternativa possibile, e soltanto resta a sapere se l' atomo del radicale sia uno o due. Torneremo più innanzi su tale quistione. Quando gli ossidi di un corpo non offrano indizii chiari a bastanza, si studia sapere se possegga varii gradi di solforazione, come accade per l' arsenico, il ferro e lo stagno.

3.o Quando un ossido elettropositivo è combinato con un ossido elettronegativo, per esempio, una base con un acido, l'ossigeno dell'a-

cido è un multiplo per un numero intero dell' ossigeno della base e d'ordinario questo numero è pur quello degli atomi d' ossigeno dell' ossido negativo. Così gli acidi nitrico, clorico, iodico , iposolforico, contengono 5 atomi d'ossigeno, e la lor capacità di saturazione è uguale a un quinto della quantità d' ossigeno contenutavi; l' acido solforico contiene 3 atomi di ossigeno, e la sua capacità di saturazione è un terzo dell' ossigeno ch' esso contiene: l' acido solforoso contiene 2 atomi di solfo, e la sua capacità di saturazione è la metà del suo ossigeno. Ora, quando il risultamento dedotto dalla serie di ossidazione si accorda col numero dedotto dalla capacità di saturazione, si può ritener con certezza che questo è il vero numero. Nel caso in cui l' ossigeno dell' ossido negativo, anzi che essere un multiplo per un numero intero dell' ossigeno dell' ossido positivo, si trovi riguardo a quest' ossido nel rapporto di 3 : 2, o di 5 : 2, l' ossido negativo contiene, nel primo caso, 3, nel secondo, 5 atomi di ossigeno.

4.° Quando un corpo è isomorfo ad un altro corpo, di cui si conosce il numero di atomi, si può riguardare come conosciuto il numero d'atomi di ambidue i corpi, l' isomorfia essendo una conseguenza meccanica dell' uguaglianza nell' atomica costruzione. Ricordai già più volte l' importante scoperta di Mitscherlich, cioè che i corpi, composti d' un numero stesso di atomi riuniti nella medesima guisa, affettano la stessa forma quando cristallizzano : tuttavia sembra che possano prendere due forme primitive, e che quando, di varii corpi isomorfi, gli uni prendono a preferenza la prima forma, gli altri la seconda, è più difficile a dimostrarsi la loro natura isomorfa. Ma, quanto a' corpi che mantengono di preferenza la medesima forma, è facile giungere ad un risultamento sicuro. Per ragioni che agevolmente si concepiscono questo metodo è atto a fornire risultamenti tanto positivi quanto la valutazione dei volumi relativi degli elementi gasosi. Il seguente esempio servirà a dimostrare in qual modo l' isomorfia possa far conoscere il numero degli atomi. Finora non ci è noto che un solo ossido di alluminio, cioè l'allumina. Prima della scoperta della isomorfia

si era conchiuso, dalle proporzioni in cui l'allumina conbinasi con gli ossidi più elettropositivi di essa, che questa base dovea contenere tre atomi di ossigeno. Indi Mitscherlich ha ritrovato che l'allumina era isomorfa agli ossidi ferrico e manganico: si sa d'altro lato, per i moltipli di ossigeno nella serie di ossidazione, che questi ossidi contengono tre atomi di ossigeno. Similmente Mitscherlich ha ritrovato che gli ossidi rameico, ferroso, cobaltico, nichèlico, zinchico, manganoso, magnesico e calcico, erano isomorfi, e che d'altra parte la calce era isomorfa alla barite, alla stronziana e all' ossido piombico, per un' altra forma primitiva comune ai carbonati di calce ed ai carbonati di queste altre basi; ne segue che, se perviensi a determinare esattamente il numero d'atomi d'uno solo di questi 11 ossidi, si conoscerà il numero d'atomi di tutti gli altri.

Da ciò che precede parrebbe che si possedessero bastanti mezzi per imparare a conoscere in un modo indiretto il numero d'atomi di tutti gli ossidi; ma non è così, e ci restano tuttavia molti dubbi su tale proposito: il che deriva dalla difficoltà di determinar con certezza il numero d' atomi de' radicali. Considerando le combinazioni dell' idrogeno, del nitrogeno, del cloro e dell' iodo troviamo ch' esse sono per la maggior parte composte di 2 atomi di radicale e di 1, 2, 3 e 5 atomi di ossigeno. Questo rapporto naturalmente ci trae a presumere che, siccome il primo ossido di questi corpi è composto di 2 atomi di radicale e d' un atomo di ossigeno, così tutte le serie di ossidazione comincino da un tale rapporto. D' altra parte, se si confrontano i gradi di ossidazione del solfo che offrono i moltipli 1, 2, 2 $\frac{1}{2}$ e 3, si giunge ad un risultato sicuro, che, cioè, nel primo, secondo e quarto termine, un atomo di radicale è combinato con 1, 2 e 3 atomi di ossigeno, e che nel terzo termine 2 atomi di solfo sono combinati con 5 atomi di ossigeno; il che stabilisce un' analogia di composizione fra l'acido iposolforico e gli acidi nitrico clorico e iodico. Se, in questi acidi del solfo vi fossero 2 atomi di radicale, anzi che uno, l'acido iposolforico sarebbe composto di 4 atomi di solfo e di 5 atomi

d' ossigeno, rapporto senza esempio in tutta la natura inorganica. Ma ci è facile togliere in tal caso qualunque incertezza. Di fatti, l' atomo del solfo può anche venire determinato mediante le combinazioni nelle quali il solfo fa l' uficio di elemento elettronegativo, vale a dire mediante i solfidi, le solfobasi e i solfosali in cui entra come corpo negativo; e siccome si debbono seguire le medesime regole per determinare gli atomi del solfo e per determinare gli atomi dell'ossigeno, e siccome in questi casi si ottiene per risultato lo stesso peso dell' atomo del solfo come quando si considera l'acido solforico composto d' un atomo di solfo e di 3 atomi d' ossigeno; questa quistione risolvesi in guisa da non lasciare alcuna incertezza. Segue da ciò che noi abbiamo due serie di ossidazione. L' una, ch' io chiamerò la *serie del nitrogeno*, può essere espressa dalla formula $2 R + O$, $R + O$, $2 R + 3 O$ (1), $2 R + 5 O$; formula in cui R è uguale ad un atomo di radicale ed O ad un atomo di ossigeno. L' altra serie, che chiamerò la *serie del solfo*, è formata di $R + O$, $R + 2 O$, $R + 3 O$, ec. (2). Le nostre sperienze tanto si estendono da poter affermare che la serie di ossidazione di un corpo seguirà una delle regole precedenti. Ma finora non fu possibile assegnare alla maggior parte de' corpi, in modo positivo, la serie cui appartengono. Vedremo più avanti che varie circostanze fanno presumere essere la serie del nitrogeno la più generale; ma quella del solfo offre tanti vantaggi, quanto alla semplicità de' calcoli,

(1) A bella posta omisi il grado $R + 2 O$ che i chimici francesi chiamano *acido nitroso*; in fatti quest' acido offre fenomeni di composizione e decomposizione che provano esser esso composto d' un atomo di gas ossido nitrico combinato con un atomo d' acido nitrico, vale a dire di tre atomi di nitrogeno e sei di ossigeno.

(2) Non è mia intenzione di dire ch' esistano in natura due serie; io voglio soltanto indicare il risultamento al quale si giunge, partendo da cognizioni positive per rischiarare ciò che non può essere determinato con esperienze dirette. Così io riguardo come probabilissimo che i membri mancanti nella serie del solfo, i quali renderebbero questa serie uguale a quella del nitrogeno, cioè $2 R + O$ e $2 R + 3 O$, saranno in avvenire scoperti.

ch' io l'aveva preferita nelle mie prime memorie sopra tale soggetto, fino al momento in cui fu, se non dimostrato, almeno probabilissimo che essa non sia la vera. Ogni qualvolta fu d'uopo scegliere una serie, e la serie non venne positivamente indicata, preferii quella del solfo. Il solo errore che si commette in tal caso si è, che il peso del radicale viene espresso da un numero doppio di quello che rappresenta il suo valore reale; ma siccome non varia mai questo numero, tale circostanza non ha alcuna influenza sull' aggiustatezza dei calcoli.

Ora io citerò alcune considerazioni che ci debbono servire di guida nella scelta della serie.

Indagine sulla serie di ossidazione del carbonio. Il carbonio ha tre gradi di ossidazione, che stanno fra loro come i numeri 1, 1 $\frac{1}{2}$ e 2 o come 2, 3 e 4. Alcune ragioni sono tanto contrarie alla ipotesi secondo la quale l' ossido carbonico conterrebbe due, e l'acido carbonico quattro atomi d' ossigeno, che io non credo necessario di fermarmi a considerarla. Resta dunque a sapersi se l' ossido carbonico sia uguale a R + O, oppure a 2 R + O. L' una e l' altra ipotesi hanno possenti ragioni in lor favore. Se il gas ossido carbonico è uguale a R + O, l' acido ossalico dev' essere uguale a 4 R + 3 O; la natura inorganica non offre alcun esempio di simile composizione; ma l' acido ossalico è un prodotto di materie organiche, e tale composizione, considerata sotto questo rapporto, nulla ha di straordinario. Un volume di gas ossigeno trasformasi in due volumi di gas ossido carbonico, il che deve avvenire, sia che due volumi di vapore di carbonio si combinino con un volume di gas ossigeno, e si condensino in modo di produr due volumi; sia che un volume di un elemento combinisi con un volume dell' altro senza condensazione, come avvien d' ordinario. Ma se il gas acido carbonico è composto d' un volume di vapor di carbonio e d' un volume di gas ossigeno, bisogna ammettere che i suoi elementi sono condensati per metà, poichè occupa soltanto il volume del gas ossigeno: se, al contrario, è composto di due volumi di

gas ossigeno e d' un volume di vapor di carbonio condensati a due volumi, questa proporzione si accorda con un rapporto ordinario. Inoltre veggiamo che l' acido carbonico contiene, nelle sue combinazioni più permanenti cogli alcali e colle terre alcaline, due volte altrettanto ossigeno che la base, il che appoggia l'ipotesi secondo cui l' acido carbonico contiene due atomi di ossigeno. Considerando al presente tutte le probabilità in favore dell' una o dell' altra serie, si troverà che la serie R + O, 2 R + 3 O, R + 2 O, si dee preferire.

L' *arsenico* e il *fosforo* hanno la stessa serie di ossidazione che il nitrogeno, cioè 2, 3 e 5; poichè i solfuri d'arsenico offrono il grado di combinazione (solfido iparsenioso o realgar) che manca agli ossidi. Trattasi dunque di sapere se questi acidi contengano 2 atomi di radicale, o se non ne contengano che un solo: non è già come conseguenza necessaria della serie, che ammettansi negli acidi 2 atomi di radicale in 3 e 5 atomi di ossigeno; ma in nessuno de' casi determinati fin qui si è trovato 1 atomo di radicale. I casi che restano a determinarsi sono appunto quelli onde si tratta, il fosforo e l'arsenico, nonchè gli acidi antimonico e manganico. Bisognerebbe poter dedurre dal noto l' ignoto. Ma d' altro lato non devesi dimenticare la circostanza seguente che provar potrebbe il contrario; cioè che gli acidi nitrico, clorico, iodico e iposolforico saturano una quantità di base il cui ossigeno è uguale a $\frac{1}{5}$ di quello dell' acido; gli acidi arsenico e fosforico, all' opposto, saturano una quantità di base il cui ossigeno è uguale a $\frac{2}{5}$ di quello dell'acido, cioè doppio di quello degli acidi precedenti; essi sono isomorfi l'uno all'altro, ma non lo sono ad uno degli acidi sunnominati. Tale differenza potrebbe provenire dal non essere in questi acidi sempre il medesimo, il rapporto del radicale coll' ossigeno, come negli acidi nitrico e clorico. Peraltro, io considero come preferibile la ipotesi che ammette la esistenza di 2 atomi di radicale negli acidi inorganici contenenti 5 atomi di ossigeno, tanto più che nella serie del solfo, l'acido iposolforico, contenente 5 atomi d'ossigeno, contiene del pari 2 atomi di radicale: io quindi ammetto che

in questi acidi la proporzione dei numeri atomici 5 : 2 sia costante, ed atterrommi a questa ipotesi finchè un esempio di fatto dimostri preferibile l'opinione contraria.

La determinazione della serie di ossidazione de' metalli elettro-positivi costituisce uno de' più importanti punti della dottrina atomica. Più sopra ho detto che varii ossidi metallici, i quali fanno l'ufficio di forti basi, sono isomorfi alle terre alcaline, mentre gli ossidi ferrico, manganico e cromico sono isomorfi all'allumina. Risulta dall'isomorfia, che corpi combustibili i quali sono isomorfi, quando trovansi combinati ad un certo numero d'atomi di ossigeno, proseguono ad esserlo, allorchè si combinano con un altro numero uguale d'atomi di ossigeno. Per ciò, non solo l'allumina e l'ossido cromico, ma anche i lor radicali fanno parte de' corpi isomorfi precedentemente citati. Noi ignoriamo per qual ragione tutti i corpi non offrano lo stesso numero di gradi di ossidazione, o di gradi corrispondenti; ma si possono considerare i gradi di ossidazione che troviamo nei corpi isomorfi, come comuni a tutti, od ammetter piuttosto che gli uni sieno i supplementi de' gradi di cui mancano gli altri. Partendo da questo dato, per considerare le quantità relative di ossigeno che si combinano con questi corpi, troviamo i multipli seguenti:

1 Nell' ossido rameoso;

2 Negli ossidi rameico, ferroso, ec.;

3 Negli ossidi ferrico, manganico, piombico, ec.;

4 Ne' surossidi di piombo, di manganese;

5 Nell' acido manganico.

Se consideriamo al presente i gradi di solforazione del ferro (pag. 243, vol. II, par. I) tranne il primo, vi troviamo i multipli 1, 2, 3 e 4, e i gradi 2 e 3 della serie dei solfuri corrispondenti ai 2 e 3 della serie degli ossidi. I dati precedenti conducono a far riguardare questi multipli come l'espressione del numero esatto d'atomi di solfo e di ossigeno combinati con un atomo di radicale: io gli adottai lungo tempo per base de' calcoli co' quali ho determinato gli atomi di que-

sti corpi, senza per altro perder di vista le circostanze che sembrano esser loro contrarie; e accordando di poter così commettere qualche errore (1). Nuovi sperimenti, e massimamente l' applicazione de' risultati dell'isomorfia, sconosciuti a quell' epoca, mi determinarono a cangiar di opinione; quindi, anzi che considerare la serie citata come composta di un atomo di radicale e di 1, 2, 3, 4 e 5 atomi d' ossigeno, la riguardo al presente come composta di 2 R + O, R + O, 2 R + 3 O, R + 2 O, 2 R + 5 O, vale a dire, adotto per i metalli elettropositivi la serie di ossidazione del nitrogeno, e non quella del solfo, quale si conosce al presente. I rapporti da prima adottati vanno in tal modo soggetti ad un cangiamento il quale riguarda specialmente il peso dell' atomo de' metalli elettropositivi che trovasi così ridotto alla metà.

Addurrò le ragioni che mi determinarono a considerare la serie del nitrogeno come la più esatta.

1.ª Questa serie non suppone tanto grande preponderanza negli atomi dell' ossigeno, od in generale negli atomi dell' elemento elettronegativo, nè in varii metalli un sì gran numero di gradi di combinazione che mancano o rimangono ad iscuoprirsi. Finchè si ammetteva l' esistenza dell' ossigeno nel cloro, i gradi superiori d' ossidazione di questo corpo offerivano esempi di combinazioni contenenti un gran numero d' atomi d' ossigeno: vedemmo più sopra che lo stesso acido ossiclorico non contiene che sette atomi d' ossigeno in due atomi di radicale; e se adottiamo la serie di ossidazione del nitrogeno per i metalli in generale, troviamo che, eccettuati l' acido osmico e gli acidi ossiclorico ed ossimanganico, 3 atomi di ossigeno e 1 atomo di radicale formano il maggior grado di ossidazione che si conosca.

2.ª I primi gradi di ossidazione di alcuni metalli, come lo zinco, il piombo, il bismuto, il rame e il mercurio, non si uniscono agli a-

(1) Si vegga a tale proposito l' opuscolo intitolato: *Saggio sulla teoria delle proporzioni chimiche*, ec., Parigi, 1819. Introduz., pag. XV, ec.

cidi, o non si combinano con essi che a certe condizioni: ma, in tutti i casi, questi ossidi vengono decomposti dagli acidi forti che, come l'acido solforico, non possono ridurli a un maggior grado di ossidazione: si ottiene da una parte il metallo ripristinato, dall' altra il grado seguente di ossidazione, che si combina coll' acido; in tal caso, è più conforme alle probabilità ammettere che 2 R + O separi un R, e che l' affinità più forte sia in R + O, di quello che supporre che di due atomi R + O, l' uno abbandoni il suo ossigeno all' altro, per produrre un R ed R + 2 O, la cui composizione dipenderebbe dalla affinità più forte. Peraltro tutte queste probabilità non varrebbero di per sè stesse a risolvere la quistione.

3.ª Dulong e Petit, nelle loro eccellenti sperienze intorno il calore fecero diverse indagini sul calorico specifico di alcuni metalli; trovarono che questo calorico andava diminuendo nella medesima proporzione che il peso degli atomi aumentava, così che, moltiplicando i calorici specifici pel peso degli atomi, ottiensi un prodotto costante. Ma non si giungeva a questo risultamento se non che prendendo il peso degli atomi di questi metalli dalla serie testè adottata. L' atomo del solfo, il cui peso io credo conosciuto con certezza (non avendovi dubbi che sulle ultime decimali) serviva di termine di confronto. Adottando per questi metalli la serie d' ossidazione del nitrogeno, il prodotto del loro peso atomico moltiplicato pel loro calorico specifico, è uguale al prodotto del peso dell' atomo del solfo, moltiplicato pel calorico specifico di questo corpo. Se, al contrario, si adotta la serie di ossidazione del solfo, si giunge ad un peso atomico doppio, e il prodotto della moltiplicazione del peso atomico pel calorico specifico, diviene doppio di quello del solfo. Questa circostanza dà una ragion convincente per diminuire della metà il peso degli altri atomi, supponendo che quello del solfo sia conosciuto.

I risultati ottenuti da Dulong e Petit sono i seguenti :

Corpi semplici	Calorico specifico.	Peso degli atomi.	Prodotti del peso di ogni atomo moltiplicato per la capacità corrispondente.
Solfo	0,1880	201,15	0,3790
Oro	0,0298	1243,0	0,3704
Platino	0,0314	1215,2	0,3816
Stagno	0,0514	735,5	0,3779
Bismuto . . .	0,0288	1330,4	0,3835
Rame	0,0949	395,7	0,3755
Piombo	0,0293	1294,5	0,3793
Zinco	0,0927	403,2	0,3738
Nichelio	0,1035	369,7	0,3826
Ferro	0,1100	339,2	0,3731

Le differenze esistenti fra i numeri della terza colonna sono tanto piccole che, nei casi citati, può considerarsi come costante il rapporto fra il calorico specifico ed il peso degli atomi.

Si può dimandare a tale proposito se questo rapporto sia tanto costante da potersi trovare il peso atomico di ogni corpo semplice, il cui calorico specifico sia conosciuto. Io penso che lo stato attuale delle nostre cognizioni ci renda impossibile risolvere tale quistione; fra i corpi sottoposti all' esperienza, Dulong e Petit ne trovarono molti che non presentavano siffatto rapporto. L'arsenico e l'antimonio, per esempio, non offerivano simili risultamenti. L'argento e il telluro davano un prodotto doppio di quello che si avrebbe dovuto ottenere secondo ogni probabilità; ed il cobalto, isomorfo a vari metalli compresi nella tavola precedente, che ha la medesima serie di ossidazione, e il cui atomo esser dovrebbe conosciuto quanto quello di questi metalli, dava, a prodotto della moltiplicazione del peso del suo atomo

pel suo calorico specifico, un numero maggiore una volta e mezzo di quello che dovevasi attendere. Ora, se il risultato dedotto dal calorico specifico fosse il vero, la serie di ossidazione del cobalto sarebbe 3 R + 2 O, R + O, 3 R + 4 O; e 3 R + 2O rappresenterebbe l'ossido cobaltico; ma, nello stato attuale della scienza, un tale rapporto è contrario a qualsiasi probabilità. Il fisico, che proseguisse le indagini di Dulong e Petit, gioverebbe moltissimo alla scienza.

4.ª Quando si esamina la serie d'ossidazione del cromo, si giunge a questo singolare risultamento, che, mentre l'ossigeno dell'acido cromico sta a quello dell'ossido cromico come 2: 1, la capacità di saturazione di questo acido è uguale a un terzo del suo ossigeno, il che annunzia tre atomi di ossigeno; ma si sa d'altro canto dalle sperienze di Mitscherlich, che non solo l'acido cromico è isomorfo all'acido solforico, ma anche l' ossido cromico è isomorfo agli ossidi ferrico, manganico ed alluminico, e per conseguenza contiene 3 atomi d'ossigeno. Ora si pervenne a dimostrare che l'acido e l'ossido contengono 3 atomi di ossigeno: dunque la causa del rapporto multiplo di 1: 2 non può provenire che dall'essere l'acido cromico R + 3 O, e l'ossido cromico 2 R + 3 O, rapporto che accordasi perfettamente colla composizione degli ossidi ferrico e manganico, derivante dalla serie precedente.

Debbo confessare che i modi di combinazione del cromo e del manganese peculiarmente mi determinarono a prescegliere la serie del nitrogeno come la più giusta secondo ogni probabilità, e ad abbandonare quella da me innanzi adottata, che mi parea la più semplice. Questa ultima può del pari convenire, se, per le ragioni sopra citate, il numero degli atomi semplici negli atomi composti non sia tanto semplice quanto indica il calcolo, e che, per esempio, il rapporto espresso da R + O sia 2 R + 2O. Dubito molto che tale quistione possa venire chiarita coll'esperienza; ma la conghiettura che non esista combinazione di un atomo con un atomo, benchè contraria a' no-

stri calcoli, potrà in seguito acquistare maggiore probabilità, poichè un atomo composto di due sfere non avrebbe che una dimensione lineare, mentre atomi composti di 3, 4, 5, 6 ec. sfere, conterrebbero, per così dire, il germe della figura matematica determinata, che si presenta con tanta regolarità ne' cristalli.

Da ciò che precede risulta che noi consideriamo le basi forti come composte d' un atomo di radicale e d' un atomo di ossigeno; questo rapporto ci servirà di punto d' incominciamento per determinare il peso atomico de' radicali.

V. *Sulla maniera di determinare i pesi relativi degli atomi semplici, e metterli in rapporto gli uni cogli altri.*

Uno de' metodi più semplici per determinare i pesi relativi degli atomi, è di pesare con molta esattezza i corpi allo stato di gas, e confrontare le loro densità. Però questo metodo non puossi adottare che per un piccolo numero di corpi; ed inoltre, onde giungere a esatti risultamenti, conviene esser molto abili ad eseguirlo, e rivolger sempre l'attenzione a tutte le difficoltà che si debbono superare. Fra queste ricorderemo quella d' ottenere un gas allo stato di perfetta purezza, scevro di gas estranei, d' aria e di vapore d' acqua; quella di mantenere il gas, durante il pesato, al grado medesimo di tensione dell' aria esterna, difficoltà che viene maggiormente accresciuta da un fatto testè scoperto, che, cioè, i gas coercibili, massime quelli che sono più facili a condensarsi, sembrano venir compressi dal solo peso dell' aria più che i gas permanenti. Con tal metodo si pervenne a determinare esattamente i gas ossigeno, nitrogeno e idrogeno; poichè questi gas sono senza azione sui robinetti metallici de' vasi e sulla grascia con cui questi robinetti si ungono perchè chiudano perfettamente. Il peso atomico del carbonio venne dedotto dal pesato del gas acido carbonico contenente un volume di gas ossigeno uguale al proprio, ed in cui tutto ciò ch' eccede il peso dell' ossigeno è carbonio. I gas che si alterano facil-

mente, o di leggeri intaccano i robinetti, o vengono assorbiti dalla grascia come i gas cloro, solfido e fosfuro idrici, ed i gas acidi in generale, possono pesarsi approssimativamente; ma il risultato così ottenuto non giunge mai all'esattezza che si può attendere determinando il peso atomico de' corpi solidi o di alcuni corpi liquidi, mediante buone analisi o sintesi.

Il metodo più usitato per trovare il peso atomico de' corpi, è analizzare esattissimamente le loro combinazioni coll'ossigeno, supponendo conosciuto, per quanto dissi più sopra, il numero relativo degli atomi ch'entrano nelle combinazioni. Se, per esempio, la combinazione consta di 3 atomi di ossigeno e 1 atomo di radicale, il peso d'un atomo di ossigeno sta a quello d'un atomo di radicale come un terzo della quantità d'ossigeno ritrovata sta alla totale quantità del radicale, od alla metà di questa quantità, se l'atomo dell'ossido è composto di 3 atomi d'ossigeno e 2 atomi di radicale.

Per istabilire un rapporto determinato fra i pesi degli atomi, si prende per unità uno di questi pesi, e si paragonano gli altri con questa unità alla quale si rendono tutti proporzionali: procedesi assolutamente come quando si confronta la densità di un corpo a quella dell' acqua, presa per unità.

I chimici seguono due opinioni nella scelta del corpo rappresentante quest'unità: gli uni adottano l'ossigeno, gli altri l'idrogeno.

Dalton, che primo stabilì siffatto confronto, prese l'idrogeno per unità, poichè il peso atomico di questo corpo è il più piccolo di tutti. Da indi in poi molti altri chimici seguiron l'esempio di Dalton, ed esso acquistò una specie di legittimità per l'osservazione di Prout, secondo la quale i pesi atomici de'corpi, risultanti da sperienze dirette, si avvicinano tanto a' multipli per un numero intero del peso atomico dell'idrogeno, che la differenza potrebbe benissimo procedere da errori commessi negli sperimenti. Prout ammise come base del suo calcolo, che il peso atomico dell'idrogeno sia uguale a 2 volumi di gas

idrogeno; e se la di lui osservazione è fondata, i pesi atomici di tutti i corpi devono essere divisibili, senza residuo, per la somma esprimente il peso di due atomi d'idrogeno, e la densità di tutti i gas deve essere divisibile, senza residuo, per la densità doppia del gas idrogeno. Ora, se ci studiamo di verificare la sua osservazione, troviamo che il peso specifico del gas idrogeno essendo uguale a 0, 0688, ed il numero doppio ossia 0, 1376 essendo preso per divisore, si ottengono i quozienti che seguono: pel nitrogeno (la cui densità è uguale a 0,976) il quoziente è 7,09; pel gas acido carbonico (la cui densità è 1,524) il quoziente è 11,075; pel gas ossigeno, il quoziente è 8,014, e pel cloro (la cui densità è 2,4252) il quoziente è 17,62. Ammettendo che ne' tre primi quozienti le differenze si debbano ad errori di osservazione, tale differenza è tanto grande nel numero del cloro, che non si può attribuirla ad un errore di osservazione, nè meno supponendolo nel pesato del cloro e in quello dell'idrogeno. Confrontando col peso dell'idrogeno, a volumi uguali, l'errore sussiste. Un simile rapporto multiplo fra il peso atomico dell'idrogeno e quello degli altri corpi, non è fondato su basi che ci permettano di adottarlo *a priori*: è d'uopo provare coi fatti che esso s' incontra nell' atomo di ogni corpo. Anzichè attendere il risultamento di un simile esame, varii chimici si contentarono dell'apparenza per ammettere come fatto positivo l'ipotesi di Prout, e di qui partirono per conformare delle tavole. Tuttavia, siccome il peso atomico dell' idrogeno deve essere un summultiplo di quello dell' ossigeno, è mestieri che il primo sia esattamente un ottavo del secondo, al qual numero i risultati dell' esperienza si accostano moltissimo, come abbiam detto; e se un ottavo non fosse il numero esatto, non si potrebbe in tale ipotesi ammettere che un settimo od un nono. Dunque una differenza fra un risultato trovato dall' esperienza ed un risultato calcolato dietro l'ipotesi dei multipli, non potrebbe spiegarsi da un piccolo errore nel peso atomico dell'idrogeno, errore che verrebbe poscia aggrandito dai multipli. Quindi ne segue che se l'ipotesi di Prout è fondata, i pesi atomici dei

corpi, paragonati a quello dell'ossigeno preso = 100 (siccome io accostumo di fare), debbono finire con uno de' numeri seguenti, cioè: 12, 5 ($= \frac{100}{8}$); 25; 37,5; 50; 62,5; 75; 87,5; 100, e che i risultati di ben eseguite sperienze si avvicineranno necessariamente ad un numero terminato da una delle cifre precedenti. Sotto questo punto di vista io ho esaminato di nuovo il peso atomico del piombo, che nelle mie anteriori sperienze avea trovato = 1294,498, e in conseguenza fra i due ultimi numeri e la serie antecedente. Mi studiai di usare ne'miei sperimenti quella maggior esattezza che è concessa da'mezzi presenti. I risultati di sei saggi, ne' quali l'ossido piombico puro venne ripristinato allo stato metallico dal gas idrogeno ugualmente puro, variavano fra i numeri estremi 1293, 17 e 1295, 6. Dunque alcune di queste sperienze si avvicinano a un numero che non appartiene alla serie citata più sopra. È quindi permesso il dire che la ipotesi, secondo cui i pesi degli atomi di tutti i corpi sono i multipli di quello dell'idrogono, non è tanto appoggiata alla esperienza da potersi considerare siccome una verità dimostrata. Però la maggior parte degli autori inglesi la considerano come tale, e vi si conformano per correggere i risultati dell' esperienza. Thomson pubblicò una grand'opera allo scopo di dimostrare colla esperienza essere quest' ipotesi conforme alla verità. Egli ridusse i pesi atomici a multipli di quello dell' idrogeno, poi prese alcune sostanze che mutuamente si decompongono, e le meschiò nei rapporti dedotti da questi pesi atomici, intendendo provare che la decomposizione fosse sempre completa. In tal modo trovò che le soluzioni di solfato potassico e di cloruro baritico, meschiate in questo rapporto, si decompongono senza lasciare nel liquido tracce d' acido solforico o di barite. Ma è conosciuto che le sperienze di Thomson sono inesatte: io stesso trovai che il liquido sopraddetto, derivante da un miscuglio fatto nelle proporzioni de'pesi atomici, contiene fino a 2 $\frac{1}{2}$ per cento del peso adoperato di cloruro baritico non decomposto.

L' altro metodo di paragonare i pesi atomici consiste a prendere

per unità il peso dell'atomo dell' *ossigeno*. Io lo preferisco, perchè la maggior parte de' corpi di cui il chimico si occupa sono ossidi o combinazioni con ossidi, ed adottandolo, i calcoli trovansi singolarmente semplificati, poichè basta aggiungere 100, 200, 300, ec. all'atomo del radicale onde avere i pesi atomici degli ossidi. Quelli che adottano per unità l' atomo del gas idrogeno, non hanno questa facilità; prendono l' atomo d' ossigeno per 8, o per 16, secondo che confrontano il peso dell' ossigeno con 2 o con 1 atomo d' idrogeno. In tal caso è necessario moltiplicar questo numero per 2, 3, o 5, onde ottenere il peso degli atomi d' ossigeno che debbonsi aggiungere a quello del radicale. In conseguenza, il gas ossigeno preso per unità offre, quanto alla semplicità e facilità de' calcoli, grandi vantaggi, che sussisterebbero anche quando il rapporto multiplo del peso atomico dell' idrogeno, di cui ho parlato, si confermasse.

Io ammetto che il peso dell' atomo dell' ossigeno è uguale a 100. Si obiettò che i numeri così ottenuti fossero troppo grandi; ma questa è obiezione senza appoggio; poichè ogni frazione decimale deve essere d' una certa grandezza onde avvicinarsi quanto è possibile al vero. Ne'casi in cui non è necessaria una grande esattezza, si può, secondo la regola conosciuta, diminuire il numero delle cifre, e non ritenere che le due prime. Al contrario, è impossibile adoperare un numero piccolo, quando si vuole ottenere un esatto risultamento. Gli autori inglesi prescelgono i numeri brevi e facili a ritenersi, e, adottando come dimostrata la ipotesi di Prout, tralasciano tutte le frazioni. A me sembra poco conveniente abbreviare i numeri a scapito della esattezza a fine di tenerli più facilmente a memoria; in fatti, è ben raro potersi fidare della memoria per fare un calcolo chimico, e quando trattasi di calcoli esatti, non si deve mai farlo.

VI. *Sulla maniera di determinare con formule la composizione dei corpi, tanto rapporto a' loro elementi, che a quello del numeró de' loro atomi.*

Vedemmo con gli esempi esibiti nel precedente articolo quanto i simboli de' radicali e dell' ossigeno facilitino l' esposizione delle differenti serie di ossidazione. Per rendere quest' uso generale basta dare ad ogni corpo un segno particolare che rappresenti il peso relativo del suo atomo. Scegliamo per segno le lettere iniziali de'nomi latini de' corpi. Quando i nomi di varii corpi hanno la stessa iniziale, vi si aggiunge la prima lettera che non è loro comune. Per esempio, C significa carbonio, Cl= Cloro, Cr= Cromo, Cu= Rame (*cuprum*), Co= Cobalto. Non si aggiunge lettera alcuna alle iniziali de' metalloidi, nè meno quando i loro nomi cominciano dalle stesse lettere di quelli di alcuni metalli. Da tale regola si eccettui il cloro, il bromo e il silicio, poichè i loro nomi hanno le stesse iniziali del carbonio, del boro e del solfo.

Il numero degli atomi viene distinto con cifre. Una cifra a sinistra moltiplica tutti gli atomi posti alla sua diritta, fino al primo +, o sino alla fine della formula. Una piccola cifra posta alla dritta della lettera superiormente, come un esponente algebrico, moltiplica soltanto i pesi atomici posti a sinistra. Per esempio, $S^2\ O^5$ significa un atomo d' acido iposolforico, e 2 $S^2\ O^5$ significa due atomi dello stesso acido.

In tutti i casi ne' quali 2 atomi del radicale combinansi con 1, 3 o 5 atomi d' ossigeno, come, per esempio, il solfo, la evidenza della formula è molto maggiore, quando si abbia un segno particolare per gli atomi doppi. Il segno più naturale sarebbe raddoppiar le iniziali, in guisa che rimangano *legate*, e formino *un segno* e non *due*. Ma io trovai che queste formule si esprimevano molto più facilmente e con altrettanta chiarezza, facendo passare una linea retta a traverso

l'iniziale che deve rappresentare due atomi. Questa linea si pone nel terzo inferior della lettera: così P significa un atomo, P un doppio atomo di fosforo, As un atomo, As un doppio atomo di arsenico.

Gli atomi composti del primo ordine vengono contrassegnati come segue: $CuO + SO^3$ vuol dire solfato rameico, e $FeO^3 + 3SO^3$ solfato ferrico. Ma quando vogliasi esprimere la composizione di un sale doppio, vale a dire di un atomo composto del secondo ordine, la formula diverrebbe per tal modo lunga ed oscura; e siccome questi atomi del secondo ordine in generale non sono che ossisali o solfosali, così è facile indicare il numero degli atomi d' ossigeno con alcuni punti che si collocano sopra i radicali: si può del pari indicare il numero degli atomi del solfo con virgole, se credesi che ne ridondi maggior chiarezza. Quindi si distinguerà il solfato rameico con $\dot{C}u\dddot{S}$; il solfato ferrico con $\dddot{F}e\dddot{S}^3$; l'allume con $\dot{K}\dddot{S}^3$; $+ \dddot{Al}\dddot{S} + 24\dot{H}$. Nella medesima guisa $\overset{,}{K}$ può distinguere il sulfuro potassico e $\overset{,}{K}\overset{,,,}{Mo}$ il solfomolibdato potassico.

Per porre in armonia tutte le parti di questo sistema di formule, si possono usare de'simboli analoghi per tutti i corpi basigeni, e distinguere il selenio con — e il telluro con +, come vedesi nell'esempio seguente:

$\dot{K}\dddot{M}$ Ossimolibdato potassico.

$\overset{,}{K}\overset{,,,}{Mo}$ Solfomolibdato potassico.

$\overset{-}{K}\overset{---}{Mo}$ Selenimolibdato potassico.

$\overset{+}{K}\overset{+++}{Mo}$ Tellurimolibdato potassico.

D'ordinario, io comincio le formule coll' elemento elettropositivo, e le compio coll'elemento elettronegativo.

I simboli coi quali distinguesi ogni corpo semplice sono i seguenti:

O	Ossigeno	B	Boro
H	Idrogeno (*hydrogenum*)	Si	Silicio
N	Nitrogeno	Se	Selenio
S	Solfo	As	Arsenico
P	Fosforo (*phosphurum*)	Cr	Cromo
Cl	Cloro	Mo	Molibdeno
Br	Bromo	W	Tunsteno (*wolfram*)
I	Iodo	Sb	Antimonio (*stibium*)
F	Fluoro	Te	Telluro
C	Carbonio	Co	Cobalto
Ta	Tantalo	Ni	Nichelio
Ti	Titano	Fe	Ferro
Os	Osmio	M	Manganese
Au	Oro (*aurum*)	Ce	Cerio
I	Iridio	Al	Alluminio
R	Rodio	Zr	Zirconio
Pt	Platino	Th	Torio (*thorium*)
Pd	Palladio	Y	Ittrio (*yttrium*)
Hg	Mercurio (*hydrargyrum*)	G	Glicio.
Ag	Argento	Mg	Magnesio
Cu	Rame (*cuprum*)	Ca	Calcio
U	Urano	St	Stronzio
Bi	Bismuto	Ba	Bario
Sn	Stagno	L	Litio
Pb	Piombo	Na	Sodio (*natrium*)
Cd	Cadmio	K	Potassio (*kalium*)
Zn	Zinco		

Queste iniziali sono tratte dalla nomenclatura latina, comune ai naturalisti di tutti i paesi, e può servire ad ognuno, senza che sia necessario cangiarla secondo la lingua. Non si può negare che la lingua latina non offra in ciò grandi vantaggi, e la maggior parte de' dotti

che adottarono tali formule ne convengono. Un autore francese (1), sedotto dall'amor proprio nazionale, cangiò queste iniziali in quelle della sua lingua. Se gli autori Inglesi, Tedeschi e gl'Italiani imitassero tal esempio, queste formule senz'alcun profitto perderebbero molta chiarezza e precisione. Ma lo spirito illuminato della maggior parte de' veri naturalisti ci fa sperare che non vorranno sagrificare tali vantaggi a una vanità puerile. " La scienza, come disse ottimamente Humphry Davy, (2) appartiene all'intero mondo; essa non è il patrimonio d'un paese o d'un' epoca ,, (3).

(1) Beudant, Saggio di un Corso elementare e generale delle scienze fisiche (Mineralogia).

(2) Nel Discorso ch'egli pronunziò come presidente della reale Società di Londra, in occasione di concedere la medaglia di Copley ad Arago, per la sua scoperta dello stato magnetico del rame in rotazione: " Science, like that nature to whith it belongs, is ,, neither limited by time nor space, it belongs to the world and is of no country and ,, of no age ,, .

(3) Siami permesso rispondere ad alcune obbiezioni fatte contro l'uso di queste formule per contrassegnare la composizione atomica de' corpi. Si disse ch' esse mancavano di chiarezza, conduceano in errore, e non presentavano alcun vantaggio. Certamente esse sono oscure perchè il loro significato non ci è familiare, e quando sappiansi interpretare, è facilissimo intenderle. In niun caso esse possono indurre in errore, poichè sono la semplice espressione della composizione d'un corpo, secondo l'idea di chi compose la formula. Se questa idea manca di aggiustatezza, essa trarrà in errore in qualunque maniera si esprima; la formula non contribuisce per nulla. Si disse ancora che queste formule non potevano piacere al matematico, poichè il numero conosciuto in algebra sotto il nome di esponente, posto in alto alla diritta, ha un valor maggiore che in queste formule, e bisognerebbe prima di tutto rispettare i diritti de' matematici: tale obbiezione non merita d'essere confutata. La lettera P ha il valore d'un R nelle lingue greca e russa; e, leggendo un libro, è tanto facile ingannarsi relativamente alle sue significazioni come nelle scienze rispetto al valore di un segno. In quanto all'obbiezione della inutilità, basta citare un esempio per provare quanto si possa esprimere con queste formule e quanto l'espressione sia chiara: $\dot{K}\,\dddot{S} + \dddot{Al}\,\dddot{S}^{3} + 24\,\dot{H}$ è, come vedemmo più sopra, la formula esprimente la composizione dell'allume. Essa fa conoscere che in questo sale un atomo di potassio è combinato con 2 atomi (od un atomo doppio) d'alluminio, 4 atomi di solfo, 48 atomi d'idrogeno e 40 atomi di ossigeno; che un atomo di potassa è combinato con un atomo di allumina, 4 atomi d'acido solforico e 24 atomi d'acqua;

VII. *Sul peso degli atomi de' corpi semplici.*

Per determinare i pesi relativi degli atomi feci la maggior parte delle sperienze che ora passo ad esporre. Nessuno, spero, vorrà biasimarmi di preferire i risultati delle mie proprie esperienze a quelli degli altri. Io conosco tutte le cure adoperate per ottenere un risultamento esatto, e benchè io stimi moltissimo i lavori degli altri chimici, non posso conoscere ugualmente il grado di attenzione che essi abbiano usato nelle loro esperienze. Nel caso in cui il peso degli atomi venne dedotto dagli sperimenti d'altri, indicai il nome dell'autore.

1. *Ossigeno.* Come ho già detto, il peso dell'atomo dell'ossigeno si contraddistingue con 100. Secondo gli sperimenti che io feci con Dulong, la densità di questo gas è di 1,1026 e quella del gas idrogeno 0,0688; quindi risulta che, prendendo per unità l'atomo doppio dell'idrogeno, quello dell'ossigeno sarà uguale a 8,013.

2. *Idrogeno.* Da quanto precede deriva che l'atomo dell'idrogeno pesa 6,2398. Debbo aggiungere che questa determinazione

oppure che un atomo di solfato potassico è combinato con un atomo di solfato alluminico e che i due sali sono neutri, vale a dire al grado di saturazione in cui l'acido contiene tre volte altrettanto ossigeno della base; che l'ossigeno dell'allumina è triplo di quello della potassa; che l'ossigeno dell'acido solforico è 12 volte quello della potassa, e 4 volte quello dell'allumina; che l'ossigeno dell'acqua è 24 volte quello della potassa, 8 volte quello dell'allumina e 2 volte quello dell'acido solforico. E in vero, si può dire che molti di questi dati sono conseguenze immediate le une delle altre: così è, non v'ha dubbio, per coloro che conoscono tali conseguenze; ma allora la stessa voce allume disse loro quanto la formula intera. Questa ha dunque per iscopo di dare con facilità un abbozzo di quanto si deve conoscere. Inoltre, talvolta s'incontrano nelle indagini chimiche alcune combinazioni alle quali non si può sull'istante dare un nome, o non si posson distinguere che con una lunga perifrasi; è allora facile contrassegnarle colla maggior esattezza mediante la formula esprimente la loro composizione. Io ricorderò come esempio tutti i gradi superiori di solforazione de'metalli alcalini, pei quali le lingue germaniche non hanno nomenclatura conveniente, e che si contrassegneranno facilmente colle formule: KS, KS^2, KS^3, ec. finchè si sieno trovati nomi convenienti.

non è appoggiata soltanto al confronto delle densità dei due gas, ma anche sopra una esperienza ripetuta più volte, e il cui risultato si accorda perfettamente con questo confronto. Tale sperienza consiste in riscaldare un peso esattamente conosciuto di ossido rameico puro in una corrente di gas idrogeno secco e puro, e paragonare la perdita che prova l'ossido rameico, la quale consiste in ossigeno, col peso dell' acqua formatasi, che viene raccolta in un vase pieno di cloruro calcico fuso ed esattamente pesato.

3. *Nitrogeno.* Secondo un pesato eseguito da Dulong e da me, la densità del gas nitrogeno è di 0,976. Paragonando con una semplice regola del tre la densità dell' ossigeno con quella del nitrogeno, si trova che il peso d'un atomo di nitrogeno è uguale a 88,518. Se calcolasi dietro l'analisi del nitrato piombico, ottengonsi i risultati seguenti. Il nitrato piombico abbandona al calore rovente tutto il suo acido, e lascia 0,6731 d'ossido piombico contenente 0,048268 di ossigeno: l'acido nitrico svolto è dunque di 0,3269; e siccome contiene cinque volte altrettanto ossigeno che l'ossido piombico, cioè 0,24134, rimane pel peso del nitrogeno 0,08556, al quale il peso dell'ossigeno sta come 2 atomi di nitrogeno stanno a 5 atomi di ossigeno, il che dà il numero 88,61 pel peso dell'atomo del nitrogeno. Prendendo l' idrogeno per unità, il peso del nitrogeno è 7,093 (1).

4. *Solfo.* Ho già dimostrato che l'acido solforico è composto di $S+3O$. Onde determinare il peso relativo del solfo nell'acido solforico, si sciolsero 100 parti di piombo, in un crogiuolo di platino pesato, nell' acido nitrico puro, si aggiunse dell' acido solforico alla dissoluzione, si evaporò, e si calcinò il residuo. Ripetendo per quattro volte la stessa sperienza, ottenni risultati ch'erano gli stessi fino alla quarta cifra, e non differivano che nella quinta. La media di questi risultati

(1) 5 atomi di ossigeno pesando 0,24134, un atomo pesa 0,048268; e 2 di nitrogeno pesando 0,08556, un atomo pesa 0,04278. Sta la quantità dell' ossigeno a quella del nitrogeno come il peso dell' atomo dell' ossigeno (100) al peso dell' atomo del nitrogeno; cioè: 0,048268 : 0,04278 : : 100 : x = 88,61. (D.)

dà per peso del solfato piombico formatosi 146,44. In questa quantità di sale il piombo trovasi combinato con 7,725 parti di ossigeno; l'acido solforico ne contiene tre volte altrettanto, vale a dire 23,175; quindi il residuo 15,54 è solfo. Calcolando il peso del solfo dietro il suo rapporto con $\frac{1}{3}$ del peso dell'ossigeno, si trova che il peso dell'atomo del solfo è uguale a 201,165. Prendendo l'idrogeno per unità, il peso dell'atomo di solfo è uguale a 16,120.

5. *Fosforo.* Ho esposto più sopra le ragioni che mi determinano ad ammettere che l'acido fosforico contenga 2 atomi di fosforo e 5 atomi di ossigeno. Per determinare il peso relativo del fosforo, si trasformarono in acido fosforico quantità esattamente pesate di fosforo, facendole digerire con dissoluzioni neutre di cloruro aurico o di solfato argentico. Dietro le quantità di metallo ripristinato, si calcolò la quantità d'ossigeno di cui il fosforo erasi impadronito: in tre sperienze questa quantità d'ossigeno era di 126,93, di 127,00 e di 127,45 in 100 di fosforo. Quest' ultimo risultamento, ottenuto colla ripristinazione dell'argento, a me pare il più esatto. Ammettendo che nell'acido fosforico entrino 2 atomi di fosforo e 5 di ossigeno, il peso atomico del fosforo è uguale a 196,143 e a 15,717, preso l'idrogeno per unità.

6. *Cloro.* Il peso atomico del cloro venne calcolato dietro i risultati delle seguenti sperienze: 1.° 100 parti di clorato potassico anidro forniscono, nella distillazione secca, 39,15 parti di ossigeno, e lasciano 60,85 parti di cloruro potassico (risultato di quattro concordanti sperienze); 2.° 100 parti di cloruro potassico forniscono 192,4 parti di cloruro argentico; 3.° 100 parti di argento formano 132,75 parti di cloruro argentico. Ammettendo che l'acido clorico sia composto di $2\,Cl + 5\,O$, risulta da questi dati che l'atomo di cloro pesa 221,326 (1). Prendendo per base del calcolo la densità del cloro,

(1) È impossibile che qui lo studente intenda l'Autore; imperciocchè troverebbe che, constando l'acido clorico di 5 atomi di ossigeno, l'atomo dell' ossigeno verrebbe espresso da $\frac{39,15}{5} = 7,83$; quindi il calcolo andrebbe del tutto errato.

che Gay-Lussac ha ritrovato = 2,4252, il peso dell'atomo di cloro è di 220. L'atomo dell' idrogeno preso per unità, l'atomo di cloro pesa 17,735.

7. *Bromo.* Per determinare il peso dell'atomo di bromo venne riscaldata una quantità conosciuta di bromuro argentico fuso in una corrente di gas cloro, finchè tutto l'argento rimase convertito in cloruro. In una esperienza, 7,202 grammi di bromuro argentico fornirono 5,546 grammi di cloruro argentico; in un altro esperimento 7,8805 grammi di bromuro diedero 6,069 grammi di cloruro. Il peso dell'atomo di cloro essendo conosciuto, si può calcolare dietro questi assaggi quello del bromo: trovasi allora, secondo il risultato del primo esperimento, 489,198, e dietro quello del secondo 489,108. La media è = 489,153. Paragonato col doppio atomo dell' idrogeno, l'atomo di bromo pesa 39,196, o 78,392 se si paragonano ad uguali volumi.

8. *Iodo.* Il peso atomico di questo corpo, che ha le medesime se-

Fa perciò d' uopo avvertire che nel clorato potassico il potassio trovasi ossidato, e nel cloruro trovasi in istato metallico; che la così detta potassa, espressa dalla sigla $\dot{K}$, è un ossido di potassio, composto di 83,05 di metallo e 16,95 di ossigeno, in cento parti; che, per ultimo, la quantità 39,15 di ossigeno, ottenutasi colla distillazione secca, devesi scompartire in 6 atomi, uno de' quali appartiene al potassio.

Permettomi di offrir anche allo studente un modello di simili calcolazioni. Poichè 100 parti di clorato potassico anidro si convertono in 60,85 di cloruro potassico, trattasi di trovare la quantità di cloro in questo contenuta. Ora sappiamo che:

Cloruro potassico . . . . 100 = 192,4 cloruro argentico;
Cloruro argentico . . . 132,75 = 32,75 cloro.
13275 : 6301 : : clor. pot. 60,85 : x cloro.

Si ricava $x = 28,88$, colla semplice regola del tre complessa qui esposta.

Siccome ho detto, la quantità 39,15 di ossigeno devesi scompartire in 6 atomi, non già in 5, di cui consta composto l' acido clorico; cioè. 2 Cl + 5 O. Quindi $\frac{39,15}{6} = 6,525$, atomo dell'ossigeno; e $\frac{28,88}{2} = 14,44$, atomo del cloro. Prendendo l'ossigeno per 100, avremo, 6,525 : 14,44 : : 100 : $x = 221,326$, ch' è il peso atomico dato dall' Autore.

(D.)

rie di combinazione che il cloro ed il bromo, venne determinato come quello del bromo. In una esperienza 2,476 grammi d'ioduro argentico diedero 1,5155 di cloruro; in un'altra sperienza, 12,212 grammi di ioduro diedero per prodotto 7,4755 di cloruro. Secondo il primo risultato, il peso dell' atomo è uguale a 789,91; dietro il secondo è uguale a 789,750. La seconda sperienza essendo stata eseguita su quantità di materia cinque volte maggiori di quelle adoperate nella prima sperienza, io considero questa come tanto più sicura, e mi astengo per conseguenza dal prender la media de' due numeri. Dumas, pesando il vapore di iodo, trovò che la sua densità era di 8,716; calcolando il peso atomico dietro questo risultato, trovasi ch'è di 790,46. Paragonato coll' atomo doppio dell' idrogeno, l'atomo dell' iodo pesa 63,283; confrontandoli ad uguali volumi, quello dell' iodo è =126,567.

9. *Fluoro*. Abbiamo considerato il fluoro come un corpo alogeno; e quindi partiremo da tale ipotesi per determinare il peso dell'atomo di questo corpo. Cento parti di fluoruro calcico fornirono, in tre sperienze, 174,9, 175,0 e 175, 1 di solfato calcico. La media di questi risultati è =175. Di qua partendo per calcolare il calcio contenuto nel fluoruro, e sottraendo questo numero da quello del fluoruro adoperato, il residuo è fluoro. Ma noi non possiamo sapere se il numero ottenuto rappresenti uno o due atomi, poichè ci è ignoto se l' acido idrofluorico sia composto di un atomo di fluoro, e d'uno o due atomi d'idrogeno. Molte ragioni ci conducono a credere che il fluoro si comporti in tal caso come il cloro, il bromo e l' iodo; ma non ne siamo sicuri. Ammettendo che il solfato calcico sia uguale a $\ddot{C}\ddot{S}$, e partendo inoltre dai dati antecedenti, si trova col calcolo che 256,019 (peso d'un atomo di calcio) sarebbero stati combinati con 233,801 di fluoro. Questo peso è quello d' *uno* o di *due* atomi. Prendendolo per due atomi, il peso di un atomo è di 116,900; per conseguenza l'atomo del fluoruro pesa 9,367 volte altrettanto che l'atomo doppio dell' idrogeno, ossia 18,735 volte altrettanto che l'atomo semplice.

10. *Carbonio.* Il gas ossigeno trasformasi in gas acido carbonico senza mutar di volume: basta quindi paragonare le densità de' due gas per ottenere la quantità di carbonio contenuta nell' acido carbonico. Dulong trovò che la densità dell'acido carbonico è di 1,524. L' acido carbonico essendo C + 2O, l'atomo del carbonio deve pesare 76,438, oppure 6,12 volte altrettanto che l'atomo doppio dell' idrogeno. Altrevolte io avea calcolato il peso dell'atomo del carbonio dietro l'analisi del carbonato piombico, e ammettendo, secondo Biot ed Arago, che la densità dell'acido carbonico fosse 1,51961, avea trovato il numero 75,33. Ma nelle analisi degli acidi vegetali, in cui questo errore si moltiplica col numero degli atomi di carbonio, si comprende benissimo che l'ultimo numero è troppo piccolo. Quelli che considerano i pesi di tutti gli atomi come multipli del peso atomico dell' idrogeno, diminuiscono ancora più questo numero; lo stabiliscono 75.

11. *Boro.* Il peso atomico del boro venne determinato nella maniera seguente. Si fece l'analisi del borato sodico (borace). Fra le tre parti costituenti questo sale, che sono l' acido borico, la soda e l' acqua, questa si potè determinare colla maggiore esattezza; in tre sperienze, il borato diede costantemente 47,1 per cento di acqua. Questa contiene 10 volte altrettanto ossigeno della base. L' esperienza diede 16,31 per cento di soda. Dietro il rapporto fra l'ossigeno dell' acqua e quello della soda, il sale contiene 16,3753 per cento di base: rimane adunque 36,5248 d'acido borico. Secondo le sperienze di Humphry Davy, colle quali si accordano le mie, l' acido borico contiene 68 per cento d' ossigeno, vale a dire 6 volte più che la soda; correggendo questo numero, dietro la quantità d'ossigeno trovata nella soda, si ottiene 68,81 per cento. Ora si tratta sapere se l'acido contiene 6 atomi d'ossigeno. Vedemmo che in tutti gli altri acidi, ne' quali si può giudicare secondo una regola fondata sulla esperienza, ci sono tutto al più 3 atomi di ossigeno in un atomo di radicale. Sarebbe egli probabile che l' acido borico prendesse, senza un

grado inferiore di combinazione, un maggior numero di atomi d'ossigeno che ogni altro corpo? Nelle combinazioni del fluorido borico col fluoruro potassico e cogli altri fluoruri, il fluorido borico contiene 3 volte altrettanto fluoro che il fluoruro potassico. Questo rapporto favorisce la opinione dei 3 atomi. Ma fra i borati non si conosce che un sottoborato potassico, nel quale l' ossigeno dell' acido sia triplo di quello della base. Nel borato magnesico naturale, l'ossigeno dell' acido è quadruplo di quello della base, e nei sali con eccesso di acido, l'acido contiene 12 volte tanto ossigeno quanto ne contiene la base. Ne' sali che hanno maggiore tendenza a formarsi e paiono essere le combinazioni neutre dell' acido, come il borace, l' acido contiene 6 volte altrettanto ossigeno della base. Dunque io ammetterò, finchè siasi trovato un altro rapporto che più si conformi alla verità, che l' acido borico contiene 3 atomi di ossigeno ed un atomo di radicale: ma che un atomo di acido borico è composto di 2 atomi di boro e 6 atomi di ossigeno. Dumas si studiò di provare con interessantissimi sperimenti che questa conclusione conduce a un erroneo risultato. Egli trovò che, mescendo l'acido borico secco colla polvere di carbone e riscaldando il miscuglio in una corrente di gas cloro, ottiensi un miscuglio di due parti in volume di gas clorido borico e tre parti di gas ossido carbonico. Ora l' ossigeno dell'acido borico trovasi nel gas ossido carbonico, ed occupa la metà del volume di questo gas; è dunque evidente, che il volume del gas ossigeno sta al volume incognito del boro, ne' 2 volumi di clorido borico, come 1,5: x. Ma risulta dalla serie di ossidazione del cloro che 1,5 volume di gas ossigeno corrisponde a 3 volumi di cloro. Per conseguenza, il gas clorido borico deve contenere 3 volumi di cloro. Inoltre, è provato dalla densità del gas clorido borico, che questo gas contiene 3 volumi di cloro condensati in 2, poichè, sottraendo il peso de' 3 volumi di cloro da quello de' 2 volumi di gas clorido borico, rimane esattamente il peso del boro contenuto nel gas. Dumas quindi conchiuse che questo gas dev' essere formato di 3 volumi di cloro e

di 1 volume di boro, condensati da 4 volumi a 2. Questa conchiusione è semplicissima, e potrebbe anche esser conforme alla verità; essa però non è che una conghiettura relativamente al volume del boro. L' esempio del gas fosfuro idrico prova abbastanza che potrebbe essere diversamente: di fatti, il gas spontaneamente infiammabile contiene, secondo ogni probabilità, 3 volumi di gas idrogeno condensati a 2 ed 1 volume di fosforo; ma il gas abbandona una parte del suo fosforo senza cangiar di volume, e i 3 volumi d'idrogeno possono, per conseguenza, essere combinati con un minore volume di fosforo: quindi segue che non basta conoscere il volume del gas idrogeno per dedurre quello del corpo combinato con esso. Secondo Dumas, la composizione del gas clorido borico corrisponderebbe a quella del gas fosfuro d' idrogeno spontaneamente infiammabile; io credo, al contrario, che più tosto essa sia analoga a quella del gas che rimane, dopo che il gas infiammabile perdette una parte del suo fosforo. In tal caso, non si può scegliere che arbitrariamente. Secondo la mia opinione, l' atomo del boro pesa 136,204; secondo quella di Dumas pesa la metà. È 10,914 volte più pesante che l'atomo doppio d' idrogeno. Queste sono le ragioni che mi determinano a non adottare l'opinione di Dumas. Se l'acido borico fosse $=\ddot{B}$ o, la sua capacità di saturazione sarebbe uguale probabilmente al terzo della quantità d' ossigeno che contiene; poichè tutti gli acidi così composti hanno questa capacità di saturazione; ma finora non fu possibile ottenere coll' acido borico simili combinazioni (1). La ipotesi che ammette la combinazione neutra di 4 atomi di radicale e di 6 atomi d' ossigeno, non si accorda colla composizione degli altri sali. Aggiungasi che la combinazione naturale d' acido borico e di magnesia, conosciuta sotto il nome di boracite e che forma cristallizzazioni

(1) Conosciamo un solo esempio d' una combinazione in siffatto rapporto; essa fu ottenuta da Arfevdson. Egli fece fondere l' acido borico con un eccesso di carbonato potassico e raccolse l' acido carbonico reso libero; ripetendo la stessa esperienza col carbonato sodico, questo chimico pervenne ad un risultamento molto diverso.

così notabili, risulta, secondo la ipotesi di Dumas, di 3 atomi di base e 4 atomi di acido, mentre, secondo la mia, questo sale è composto nell'ordinario rapporto di 3 atomi di base e 2 atomi di acido. Io adotto quindi, attendendo altre sperienze, la formula $\dddot{\mathrm{B}}$o, ed il peso atomico 136,206, siccome il più verosimile.

12. *Silicio.* Trasformando il silicio direttamente in acido silicico, trovai che quest'acido contiene 51,28 a 51,92 per cento di ossigeno. Calcolando la quantità dell' ossigeno contenuta nell' acido silicico, dietro l'analisi del fluoruro silicico-baritico, si trova ch' essa è di 51,975 per cento. Ora si tratta sapere quanti atomi di ossigeno entrino in questa quantità. L'acido silicico combinasi colle basi in tali proporzioni, che contiene 1, 2, 3, o 6 volte altrettanto ossigeno che la base. La più frequente proporzione è quella di 3, e la combinazione più comune nel regno minerale, che è il feldspato, è un silicato doppio potassico e alluminico, composto in guisa che, se si scambia il silicio col solfo, si ottiene l'allume. Tali circostanze danno luogo a credere che l'acido silicico contenga, come l'acido solforico, tre atomi di ossigeno. E in vero, il fluorido silicico combinasi coi fluoruri nella proporzione in cui contiene 2 volte altrettanto fluoro che il fluoruro; ma non si può da questo fatto conchiudere che l'acido silicico contenga soltanto 2 atomi di ossigeno. Poichè un acido che avesse tale composizione, non potrebbe combinarsi con una base contenente 3 atomi di ossigeno, in una tal proporzione, che l'ossigeno della base stesse a quello dell'acido come 1 sta a 3; poichè la più semplice proporzione d'atomi, che potrebbe offrirsi in tal caso, sarebbe di 2 atomi di base e 9 atomi d'acido, il che darebbe, per esempio, 4 atomi d'alluminio e di ferro in 9 atomi di silicio, rapporto affatto unico. Se, per l'opposto, si volesse ammettere che l' acido silicico non contiene che un atomo di ossigeno, non si potrebbe attendersi di trovare ne' silicati i multipli di ossigeno per 3 e per 6. È probabilissimo adunque che la composizione dell'acido silicico sia analoga a quella dell'acido solforico, e consista in Si + 3 O; dietro ciò, l'atomo di silicio pe-

sa 277,312 ovvero 22,221 volte altrettanto che l'atomo doppio d' idrogeno. Dumas tentò stabilire, con sagacissime investigazioni, che l' acido silicico è composto secondo la formula $\dot{Si}$, vale a dire d' un atomo d' ogni elemento. Questo chimico pesò il gas clorido silicico, e trovò che la sua densità è 5,939. Se ammettesi che questo gas contenga un volume di cloro doppio del proprio, e partasi da questa supposizione per determinare la quantità di silicio, che, secondo un tal calcolo, è combinata col cloro, ottiensi 5,9797. Dumas quindi conchiuse che questo gas è composto di 2 volumi di cloro ed un volume di silicio, condensati da 3 volumi ad 1. Se la formula $\dddot{Si}$, precedentemente adottata, fosse giusta, il gas conterrebbe 6 volumi di cloro e 1 volume di silicio condensati da 7 a 3 volumi, supposizione che Dumas riguarda come men verosimile. Non si può negare che l'ipotesi di Dumas offre, nelle maggior parte de' casi, una semplicità che dovrebbe autorizzare ad adottarla in preferenza. Ma se si vuole applicarla alle combinazioni dell'acido silicico, si scorge che conduce a rapporti di combinazioni che si possono considerare come inverosimili, almeno fino al presente. Così nel silicato alluminico contenuto nel feldspato, vi avrebbero 2 atomi d'alluminio e 9 atomi di silicio, mentre, secondo la formula $\dddot{Si}$, sono nel rapporto di 2 : 3.

13. *Selenio.* Cento parti di selenio che saturansi perfettamente di cloro acquistano un aumento di peso di 179 parti, consistenti in cloro assorbito. Coll'acqua, la massa così ottenuta è esattamente trasformata in acido selenioso ed in acido idroclorico. Quindi 100 parti di acido selenioso contengono 40,436 per cento di ossigeno. L'acido selenico è isomorfo all' acido solforico; contiene, per conseguenza, 3 atomi di ossigeno ed uno di selenio. Ne segue che nell'acido selenioso 1 atomo di selenio deve essere combinato con 2 atomi di ossigeno, e le 179 parti di cloro, assorbite da 100 parti di selenio, formano 4 atomi di cloro ed uno di selenio. Quindi il peso atomico del selenio è 494,583 o 39,651 volte quello dell' atomo doppio dell' idrogeno.

14. *Arsenico.* Questo corpo essendo isomorfo al fosforo, le sue combinazioni debbono avere lo stesso numero atomico delle combinazioni corrispondenti del fosforo. Il peso atomico dell'arsenico venne determinato dall'esperienza seguente: 2,203 grammi di acido arsenioso furono decomposti, stillandoli col solfo in un piccolo apparato, che permise all'acido solforoso di svolgersi, senza dar escita al vapor di solfo: il miscuglio perdette 1,069 grammi di acido solforoso, il che equivale, in 100 parti di acido arsenioso, a 24,18 parti d'ossigeno. Ma, se questa quantità d'ossigeno rappresenta 3 atomi ed i 75,82 per cento d'arsenico ne rappresentano due, un atomo di arsenico pesa 470,042, o 37,665 volte altrettanto che un atomo doppio d'idrogeno.

15. *Cromo.* Da quanto dissi più sopra si scorge che 2 atomi di di questo metallo sono combinati con 3 atomi di ossigeno nell'ossido cromico, e 1 atomo di questo metallo si unisce a 3 atomi di ossigeno onde produrre l'acido cromico. Il peso atomico del cromo venne calcolato secondo i risultati dell'esperienza seguente. Cento parti di nitrato piombico anidro, precipitate col cromato potassico neutro, diedero 98,772 parti di cromato potassico. Questa quantità di cromato piombico contiene 67,31 per cento di ossido piombico, e quindi 31,462 parti di acido cromico. L'ossido piombico contiene 4,8268 parti di ossigeno che sono moltiplicate per 3 nell'acido cromico = 14,804; sottraendo questa quantità di ossigeno dal peso dell'acido, rimane 16,9816 di cromo; e se si ammette che in queste quantità vi sieno 3 atomi di ossigeno e 1 atomo di cromo, l'atomo di cromo pesa 351,815 o 28,191 volte altrettanto che l'atomo doppio dell'idrogeno.

16. *Molibdeno.* La serie delle combinazioni del molibdeno col solfo dà i multipli 2, 3 e 4, e quelle coll'ossigeno 1, 2, 3; i multipli 2 e 3 corrispondono l'uno all'altro. L'acido ed il solfido molibdici saturano una quantità di base il cui solfo o l'ossigeno è un terzo di quello dell'acido o del solfido. Questi risultamenti ci autorizzano ammettere che nell'acido o nel solfido 3 atomi dell'elemento elet-

tronegativo sono combinati con 1 atomo di molibdeno. 100 parti di nitrato piombico anidro, precipitate col molibdato ammonico neutro (vale a dire col molibdato cristallizzatosi in un liquido contenente un eccesso di ammoniaca), diedero 110,68 parti di molibdato piombico. Questo contiene 67,31 parti di ossido il cui ossigeno 4,8268, è moltiplicato per 3 nell'acido molibdico. Dunque le 43,37 parti di acido molibdico, precipitate in combinazione coll'ossido piombico, sono composte di 14,48 parti di ossigeno e 28,89 di molibdeno. Ma s'entrano in questa quantità 3 atomi di ossigeno per 1 atomo di molibdeno, quest'ultimo pesa 598,520, o 47,960 volte più che l'atomo doppio dell'idrogeno.

17. *Tunsteno.* Le combinazioni di questo metallo coll'ossigeno e col solfo danno i multipli 2 e 3, e la capacità di saturazione dell'acido e del solfido tunstici è un terzo della quantità d'ossigeno o di solfo contenuta in queste combinazioni. V'ha dunque ragione di ammettere che l'acido tunstico contenga 3 atomi di ossigeno. Il peso atomico del tunsteno venne determinato dall' esperienza seguente: 899 parti di acido tunstico, ripristinate dal gas idrogeno in un apparato di peso conosciuto, diedero per residuo 716 parti di metallo. Parti 676 del metallo così ottenuto vennero trasformate in acido; il peso di quest' ultimo fu di 846 parti. Secondo la media di questi due sperimenti, 100 parti di tunsteno combinansi con 25,355 parti di ossigeno per produrre l' acido tunstico. I tunstati essendo isomorfi ai molibdati, è necessario che l'acido tunstico contenga un atomo di tunsteno, il quale pesi 1183,00 oppure 94,795 volte più che l'atomo doppio dell'idrogeno.

18. *Antimonio.* I multipli nella serie de'solfuri e degli ossidi d'antimonio sono come i numeri 3, 4, 5. L'ultimo grado di combinazione possede i caratteri di un acido; e la conghiettura che 5 atomi d' ossigeno suppongano in un acido 2 atomi di radicale, trova un' applicazione anche in tal caso, per cui la serie diviene: 2 Sb + 3 O, Sb + 2 O e 2 Sb + 5 O. Se si ossidano 100 parti di antimonio pu-

ro, trattandole coll'acido nitrico fumante e puro, e, dopo avere stillato l'acido, calcinisi a rilento il prodotto, finchè divenga bianco col raffreddamento, trovasi che pesa 124,8 e che costituisce la combinazione Sb+2O. Dietro questa esperienza, il peso dell'atomo dell'antimonio è 806,452, oppure 64,622 volte maggiore che l'atomo doppio dell'idrogeno.

19. *Telluro.* Non conosciamo in questo metallo che un ossido ed un solfuro. Ottiensi il primo ossidando 100 parti di telluro coll'acido nitrico, ed evaporando l'acido in un vase distillatorio finchè ne venga completamente scacciato. L'ossido così ottenuto pesa 124,8. Quest'ossido si comporta colle basi come un acido; satura una quantità di base il cui ossigeno è uguale alla metà di quello dell'ossido. È verosimile adunque ch'esso contenga 2 atomi di ossigeno, come l'acido antimonioso; per ciò il peso del suo atomo debb'essere lo stesso che quello dell'antimonio, vale a dire 806,452. Le proprietà fisiche, compreso il peso specifico del telluro, somigliano pure a quelle dell'antimonio; ciò mi determina a considerare come uguali i loro pesi atomici, sebbene, dietro gli esperimenti precedentemente citati di Dulong e Petit, dovremmo credere che il peso dell'atomo del telluro fosse la metà 403,225, conghiettura secondo la quale l'ossido tellurico è: Te+O; mentre per tale riguardo il telluro trovasi nel caso medesimo degli altri metalli, ed il prodotto del suo calorico specifico, moltiplicato pel suo peso atomico, è uguale al prodotto che ottiensi dal solfo. Il calorico specifico del telluro è =0,0912, numero che, moltiplicato per 403,225, dà 0,3675.

20. *Tantalo.* Questo metallo ha due gradi di ossidazione, ne'quali i multipli dell'ossigeno sono =2 : 3. Non possiamo offrire che conghietture sul numero degli atomi del tantalo; e siccome da un canto l'acido tantalico non contiene che pochissimo ossigeno, e dall'altro possiede proprietà acide poco manifeste, io ammetterei ch'esso fosse: 2Ta+3O. Il peso dell'atomo venne calcolato dietro l'esperienza seguente: 99,75 parti di solfuro tantalico puro vennero

trasformate mediante la combustione in acido tantalico, colle solite precauzioni per iscacciar l' acido solforico: si ottennero così 89,35 parti di acido. La differenza fra i due pesi sta all' ossigeno contenuto in 89,35 di acido tantalico, come la differenza fra un atomo di solfo e un atomo di ossigeno sta ad un atomo di ossigeno: ciò suppone 10,287 parti di ossigeno nelle 89,35 parti di acido. Se questa quantità d' ossigeno sia uguale a 3 atomi, ed i 79,063 di tantalo che rimangono sieno uguali a 2 atomi, si ottiene pel peso dell' atomo di tantalo il numero 1153,715; cioè, esso pesa 92,448 volte altrettanto che l' atomo doppio dell' idrogeno.

21. *Titano.* Secondo Mitscherlich, l'acido titanico è isomorfo all' acido stagnico, e contiene, per conseguenza, il numero stesso di atomi. Vedremo poi che l' ossido stagnico probabilissimamente contiene 2 atomi di ossigeno: dunque ammettiamo che l' acido titanico è composto allo stesso modo. Il peso atomico del titano venne determinato da H. Rose. Nelle sue prime sperienze egli l'avea calcolato dietro il cangiamento di peso che prova il solfuro titanico nell' arrostimento: ma poscia trovò impossibile conoscere se si opera sopra un solfuro titanico perfettamente puro. Il metodo nuovamente scoperto per preparare il clorido titanico anidro, fornisce un mezzo di determinare esattamente la sua composizione. Rose trovò che 100 parti di clorido titanico sceverate dall' eccesso di cloro mediante un amalgama di potassio, diedero in quattro sperienze 74,43, 74,51, 74,52 e 74,37 parti di cloro. Il termine medio di questi risultati è = 74,46, che devono contenere 4 atomi, mentre le 25,54 parti residue corrispondono a 1 atomo di titano. Con questi dati si trova che l'atomo del titano pesa 303,662 ovvero 24,332 volte altrettanto che l'atomo doppio dell' idrogeno.

22. *Oro.* Questo metallo ha due ossidi, ne' quali i multipli d'ossigeno sono = 1 : 3. Manca un ossido intermedio, e si presume che sia l'ossido porpora. Per determinare se questi ossidi sono composti di Au + O e Au + 3 O, o di 2 Au + O e 2 Au + 3 O, non esi-

ste che un solo metodo: egli è ricorrere al principio di Dulong e Petit sul calorico specifico dell'oro: con esso si trova che questi ossidi contengono 2 atomi d'oro. Il peso dell'atomo di oro venne determinato dalla quantità di mercurio necessaria a precipitar l'oro dal cloruro aurico, nella quale sperienza il mercurio si trasforma in cloruro mercurico. 142,9 parti di mercurio precipitano 93,55 parti di oro. Ma se il mercurio non si combina che con 2 atomi di cloro e l'oro con 3 atomi di cloro, il mercurio corrisponde a 3 atomi e l'oro a 2 atomi. Quindi l'atomo del mercurio essendo = 1265,823, quello dell' oro pesa 1243,013, vale a dire 99,604 volte altrettanto dell' atomo doppio dell' idrogeno.

23. *Osmio.* Questo metallo sembra combinarsi in quattro proporzioni col cloro, ed in cinque coll' ossigeno e col solfo. Le quantità relative di questi corpi elettronegativi, che si combinano col metallo, stanno come i numeri 1, $1\frac{1}{2}$, 2, 3 e 4. Nel cloruro osmico-potassico, di cui il cloruro occupa il terzo grado di combinazione, il cloruro contiene due volte altrettanto cloro che il cloruro potassico. Questa circostanza ed i modi di combinazione de' due metalli seguenti che danno composti isomorfi a quelli dell'osmio, fanno presumere che gli ossidi dell'osmio sieno composti d' un atomo di metallo, e di 1, $1\frac{1}{2}$, 2, 3 e 4 atomi di ossigeno. L'ossido osmioso è allora $\dot{Os}$, l' ossido susosmioso $\dddot{Os}$, l' ossido osmico $\ddot{Os}$, l'ossido susosmico, se peraltro esiste, $\dddot{Os}$, e l' acido osmico $\ddddot{Os}$. Il peso atomico dell' osmio venne determinato ripristinando, col gas idrogeno, il cloruro osmico-potassico anidro, la cui composizione è = $KCl^2 + OsCl^4$. In tale sperienza, 1,3165 grammi di questo sale perdono 0,3805 di cloro, ed il residuo fornisce 0,401 grammi di cloruro potassico e 0,535 grammi di osmio. Il peso atomico, calcolato secondo la quantità di cloro combinata coll' osmio, è 1244,67; calcolato secondo il peso relativo dell' osmio e del cloruro potassico, è di 1243,78. La media dei due numeri è 1244,487, cioè 99,722 volte il peso dell' atomo doppio dell' idrogeno.

24. *Iridio.* I quattro primi gradi di combinazione di questo metallo sono gli stessi di quelli dell'osmio, cui esso è isomorfo siccome dissi: ne segue che i di lui ossidi contengono lo stesso numero relativo di atomi che gli ossidi corrispondenti dell' osmio. Il peso dell'atomo dell'iridio venne determinato coll'analisi del cloruro iridico-potassico, il quale ha esattamente la composizione medesima del sale platinico corrispondente: quindi il peso dell' atomo dell'iridio è lo stesso che quello del platino, vale a dire 1233,499.

25. *Platino.* Questo metallo possede il primo ed il terzo grado di combinazione identici a quelli dell' osmio e dell' iridio. Gli ossidi platinoso e platinico sono dunque composti d' un atomo di radicale e d' uno o di due atomi d'ossigeno. È provato che il primo non è composto di 2 atomi di metallo e d' un atomo d' ossigeno, come risulta dalle indagini di Dulong e Petit sul calorico specifico del platino, e dalla circostanza che, se questo rapporto fosse il vero, l' osmio e l' iridio dovrebbero avere degli ossidi composti di 4 atomi di metallo e di 3 atomi di ossigeno, del che non conosciamo verun esempio. Il peso atomico venne determinato colla ripristinazione del cloruro platinico-potassico, ch' è $= KCl^2 + PlCl^4$. Grammi 6,981 di questo sale fortemente diseccati in una corrente di cloro, dopo essere stati ripristinati col gas idrogeno, perdettero 2,024 grammi di cloro, e diedero 2,822 grammi di platino e 2,135 grammi di cloruro-potassico. Dietro la quantità di cloro combinata al metallo, il peso dell'atomo è 1232,65; dietro il cloruro potassico, 1234,20. La media di questi due numeri è 1233,499, e l'atomo del platino pesa 98,841 volte il peso doppio dell'atomo dell' idrogeno.

26. *Palladio.* Questo metallo, del pari che il platino, possede il primo ed il terzo grado di combinazione identici a quelli dell'osmio e dell' iridio, a' quali è isomorfo. Questi gradi di combinazione contengono dunque lo stesso numero di atomi che le combinazioni corrispondenti di questi metalli. Per determinare il peso dell' atomo, si ripristinò il cloruro palladioso-potassico (K-€l + Pd-€l) mediante il gas

idrogeno. Grammi 2,606 di sale sperimentato fornirono grammi 0,565 di cloro, 0,851 grammi di palladio, e 1,192 grammi di cloruro potassico. In un'altra sperienza si ottenne 0,809 grammi di cloruro potassico e 0,575 grammi di palladio. Calcolato, secondo la quantità di cloro combinata al palladio, il peso dell' atomo è 669,09. Dietro la quantità di cloruro potassico, ottenuta nella prima sperienza, il peso dell'atomo è 665,784, e secondo la quantità ottenuta nell' altra, è di 662,83. Prendendo la media di questi tre risultati, si ottiene 665,899 o 53,359 volte il peso doppio dell'atomo dell' idrogeno.

27. *Rodio.* Si conosce un solo grado di combinazione bene determinato di questo metallo onde poterlo esaminare: esso è il grado che costituisce i cloruri rossi e l' ossido corrispondente. La composizione del cloruro rodico-potassico è tale, che il cloruro rodico contiene una volta e $\frac{1}{2}$ altrettanto cloro che il cloruro potassico; la quale composizione non può venire espressa in modo semplice che col rapporto di combinazione rappresentato dalla formula $KCl^2 + RCl^3$. Se aggiungasi a ciò che nell' idrato rodico l' ossido contiene 3 volte l'ossigeno dell' acqua, sembra evidente che quest' ossido contenga 3 atomi di ossigeno, e sia composto di 2 atomi di radicale e di 3 atomi di ossigeno, poichè 3 atomi di cloro corrispondono ad 1 $\frac{1}{2}$ atomo di ossigeno. Il peso dell'atomo di rodio venne determinato analizzando il cloruro rodico-potassico col gas idrogeno. Grammi 3,146 di sale fornirono 0,930 grammi di cloro, 0,912 grammi di rodio, e 1,304 grammi di cloruro potassico. In un'altra sperienza, 1,5 grammi di sale fornì 0,3635 di cloro, 0,358 di rodio, e 0,515 di cloruro potassico. Nella prima esperienza la media, tratta dal peso atomico calcolato dietro il cloro e dal peso atomico calcolato dietro il cloruro potassico, è 651,095: nella seconda esperienza la media è 651,674. Il termine medio di questi due numeri è 651,387, oppure, 52,196 volte il peso doppio dell'atomo dell' idrogeno.

Se la somiglianza de' sali di rodio colle combinazioni rosse dell'osmio e dell' iridio si confermasse sotto altri rapporti, e queste combinazioni si trovassero essere isomorfe, probabilmente si perverrebbe a

cognizioni più positive sul numero relativo degli atomi semplici nei cinque metalli onde ho parlato.

28. *Argento*. Cento parti di argento forniscono, per quanto dissi all'articolo del cloro, 132,75 parti di cloruro argentico. A buon dritto si può riguardar questo sale come $AgCl^2$, e ammettere che l'ossido argentico sia composto di un atomo di radicale e di un atomo di ossigeno, composizione la quale si accorda con quella degli ossidi metallici che fanno l'uficio di basi forti. La facilità con cui il surossido di argento abbandona il suo ossigeno, fa conoscere che questo surossido contiene più ossigeno che $Ag + O$. In tal caso l'atomo dell'argento pesa 1351,607; o 108,305 volte più dell'atomo dell'idrogeno.

Dissi più sopra che il peso atomico dell'argento, dedotto dalle sperienze di Dulong e Petit sul calorico specifico de' metalli, è la metà; poichè questi fisici hanno trovato che il calorico specifico dell'argento è $= 0,0557$, numero che moltiplicato per $\frac{1351,605}{2}$ è $= 0,3764$. Potrebbesi dire che la composizione dell'ossido argentico, quale risulta da questo peso atomico, è analoga a quella degli ossidi mercurioso e rameoso. Ma confrontando l'argento col piombo, sì quanto alla sua densità, che alle sue combinazioni col cloro, sorprenderà che il peso dell'atomo dell'argento sia la metà di quello del piombo, e che nel cloruro argentico il numero degli atomi di radicale sia doppio di quello del radicale contenuto nel cloruro piombico. Aggiungiamo in appoggio di questo ragionamento, che, secondo Mitscherlich, il solfato sodico anidro è isomorfo al solfato argentico del pari anidro, quando tutti e due si presentano sotto forma cristallina; donde puossi dedurre che l'ossido argentico e la soda contengono lo stesso numero di atomi semplici.

29. *Mercurio*. Dietro gli sperimenti di Sefström, 100 parti di Mercurio assorbono, per trasformarsi in ossido mercurico, da 7,89 e 7,90 fino a 7,97 parti di ossigeno, e metà meno per passare allo stato di ossido mercurioso. Sefström riguarda il numero 7,90 come il più prossimo al vero. L'ossido mercurico essendo una base più forte che

l'ossido mercurioso, il quale spesso trasformasi per effetto di piccolissime forze in mercurio ed in ossido mercurico, a buon diritto si possono considerare questi ossidi come composti di $2Hg+O$ ed $Hg+O$. Partendo da questa ipotesi trovasi che l' atomo del mercurio pesa 1265,823; ovvero 101,431 volte più che l'atomo doppio dell' idrogeno. Ma giova non obliare che, secondo gli sperimenti di Dumas, la densità del vapore di mercurio è 6,976. Paragonando il vapore del mercurio con un simile volume di gas ossigeno, si trova che il peso dell'atomo del mercurio è 632,7, ch' è esattamente la metà del numero anteriore. Se questa considerazione è conforme alla verità, l'ossido mercurioso è $=4Hg+O$, l'ossido mercurico $=2Hg+O$. Tale composizione dell' ossido mercurioso tanto si allontana dai rapporti ordinarii, ch' io attendo una determinazione ulteriore più positiva, e frattanto preferisco il primo rapporto indicato, il quale è in armonia coll' intero sistema.

30. *Rame.* L'atomo di questo metallo è uno di quelli che più facilmente si possono determinare con precisione: infatti, basta a tal uopo ripristinare coll'idrogeno una quantità conosciuta d'ossido rameico puro, contenuta in un piccolo apparato di vetro di peso conosciuto. In una prima esperienza, vennero ripristinati col gas idrogeno grammi 7,68075 di ossido rameico: prima di pesare l' ossido coll'apparato che lo conteneva, si diseccò del tutto riscaldandolo fino al rovente in un'aria secca. Perdette nella ripristinazione grammi 1,55 di ossigeno. In una seconda esperienza 9,6115 grammi di ossido rameico trattati allo stesso modo, diedero 1,939 d'ossigeno. Cento parti di rame danno nel primo esperimento 125,272, e nel secondo 125,2824 parti di ossido rameico. Da ciò si comprende che il risultato di queste sperienze non varia che nella quinta cifra del peso dell'ossido rameico, e solo d'una unità. Si prese per base del calcolo il risultato della prima esperienza, e si ammise che l'ossido rameico sia uguale $=Cu+O$, conghiettura che presenta molta verosimiglianza, ed è fondata tanto sull' isomorfia dell' ossido rameico coll' ossido ferroso, quanto sul ca-

lorico specifico del rame. Da questi dati consegue che un atomo di rame pesa 395,695, o 31,707 volte altrettanto che un atomo doppio dell'idrogeno.

31. *Urano.* Secondo gli sperimenti di Arfvedson ed i miei, questo metallo ha due ossidi ne' quali i multipli di ossigeno sono 2 e 3. V'ha tutta la ragione di considerare questi ossidi come $UO+$ e $2U+3O$, poichè l'urano, benchè non abbia un gran peso specifico, possede il peso atomico maggiore. Il peso atomico dell'urano può essere determinato colla stessa esattezza e nella medesima guisa che quello del rame, facendo passare una corrente di gas idrogeno sull'ossido uranoso ed esponendolo ad un leggero calor rovente. Con tal metodo Arfvedson trovò che 100 parti di urano sono combinate nell'ossido uranoso con 3,557 parti di ossigeno, e le sperienze ch'io feci poscia mi diedero il medesimo risultato. Quindi l'atomo dell'urano pesa 2711,358 ossia 217,263 volte più dell'atomo dell'idrogeno.

32. *Bismuto.* Ha due ossidi, ma di uno solo si conosce la composizione quantitativa. Il solfuro bismutico contiene lo stesso numero di atomi dell'ossido bismutico. Per aver qualche indicio sul numero di atomi contenuti nell'ossido bismutico, dobbiamo ricorrere alle sperienze di Dulong e Petit sul calorico specifico de'metalli. Si trova, che se l'ossido bismutico è uguale a $Bi+O$, il prodotto della moltiplicazione del calorico specifico pel peso dell'atomo diviene un terzo minore, mentre se quest'ossido è $2Bi+3O$, il prodotto è lo stesso che quello degli altri 9 corpi sopraccitati. In tal caso, l'ossido bismutico è composto dello stesso numero di atomi che l'ossido antimonico, con cui ha pure tanta analogia. Lagerhjelm trovò che 100 parti di bismuto combinansi con 11,275 parti di ossigeno, e se queste quantità contengono 2 e 3 atomi, l'atomo del bismuto pesa 1330,377, oppure 106,604 volte più di quello dell'atomo doppio dell'idrogeno.

33. *Stagno.* Risulta dalle sperienze di Dulong e Petit sul rapporto fra il calorico specifico ed il peso dell'atomo dello stagno, che nei due ossidi dello stagno, come in quelli del platino, un atomo di sta-

gno è combinato con uno e due atomi di ossigeno. Cento parti di stagno, trasformate in ossido stagnico coll' acido nitrico puro, diedero 127,2 parti di quest'ossido. Ne segue che l' atomo dello stagno pesa 735,296; o 58,920 volte più che l'atomo doppio dell' idrogeno. Dumas ritrovò che la densità del cloruro stagnico gaseiforme è di 9,1997. La composizione quantitativa di questo sale essendo conosciuta, ne risulta che in questo gas 2 volumi di cloro sono ridotti alla metà. Dumas crede perciò di poter conchiudere ch' esso contiene 1 volume di stagno; donde risulterebbe che il peso atomico dello stagno sarebbe la metà, o, in altri termini, che l' ossido stagnoso sarebbe $= \dot{\bar{Sn}}$ e l'ossido stagnico $= \dot{Sn}$. Questo risultamento può convenire, e d' altronde si accorda co' rapporti ordinarii. Ma puossi obiettare, come ho detto all'articolo *Boro*, ch' è impossibile valutare in modo sicuro il volume di un elemento, conoscendo il rapporto del volume dell'altro elemento al volume della combinazione. Se si considerano i diversi rapporti ne'quali lo stagno si combina col solfo, secondo la mia maniera di pensare si giunge alla serie $\overset{\prime}{Sn}\ \overset{\prime\prime\prime}{\bar{S}}$, $\overset{\prime\prime}{Sn}$, nella quale la sigla intermedia dovrebbe essere $4Sn + 3S$, dietro l' ipotesi di Dumas. L'ultima sigla, il solfido stagnico, combinasi colle solfobasi in tale rapporto, che il solfido contiene 2 volte altrettanto solfo che la solfobase. Se nei casi in cui il primo grado di ossidazione è $R^2 O$, il secondo fosse sempre $R^2 O^2$, vale a dire nel rapporto di $\dot{\bar{R}} : \ddot{\bar{R}}$, le proporzioni indicate coinciderebbero col dato di Dumas.

34. *Piombo*. La composizione dell' ossido piombico puossi determinare collo stesso metodo e colla medesima esattezza che quella dell'ossido rameico. Presa la media delle quattro esperienze, alcune delle quali non variano che nella sesta cifra del peso dell'ossido piombico, 100 parti di piombo combinansi con 7,725 parti d' ossigeno; donde viene che l'atomo del piombo pesa 1294,498; oppure 103,729 volte più che l'atomo doppio dell' idrogeno (vedi la pag. 606 e 607).

35. *Cadmio*. Dietro gli sperimenti di Stromeyer, 100 parti di

cadmio vengono combinate nel solo grado di ossidazione, che si conosca di questo metallo, con 14,352 parti di ossigeno. Quest'ossido è probabilmente Cd + O, e, in tal caso, l'atomo del cadmio pesa 696,767, ossia 55,833 volte più dell'atomo doppio dell'idrogeno.

36. *Zinco.* Secondo le sperienze di Gay-Lussac e le mie, che mi diedero il medesimo risultato, cento parti di zinco si combinano con 24,8 parti di ossigeno per trasformarsi in ossido zinchico. Dietro questo dato, l'atomo dello zinco pesa 403,226; oppure 32,311 volte più dell'atomo doppio dell'idrogeno.

37. *Nichelio.* Rothoff ha trovato che 188 parti di ossido nichelico, trasformate in cloruro neutro, forniscono col nitrato argentico 718,2 parti di cloruro argentico. Con questo dato si può calcolare il peso del nichelio, poichè 718,2 : 188 : : $AgCl^2$ (1794,255) : NiO. In tal modo si trova che il peso dell'atomo d'ossido nichelico è 469,755, e sottraendo da questo numero un atomo di ossigeno = 100, resta pel peso dell'atomo del nichelio 369,675; quest'atomo pesa 29,622 volte più dell'atomo doppio dell'idrogeno.

38. *Cobalto.* Rothoff scoperse che 269,2 parti di ossido cobaltico, trasformate in cloruro neutro e precipitate col nitrato argentico, danno 1029,9 parti di cloruro argentico. Con un calcolo simile a quello sopra indicato, si trova che l'atomo del cobalto pesa 368,991, ovvero 29,568 volte più dell'atomo doppio dell'idrogeno.

39. *Ferro.* Io conobbi con reiterate sperienze che cento parti di ferro svedese, di quello che adoperasi a fabbricare le corde di pianoforte, producono 143,5 parti di ossido ferrico. Questo ferro contiene 0,005 del proprio peso di carbone; sottraendo questo carbone, perviensi al risultato, che 100 parti di ferro danno 144,25 parti di ossido ferrico. Alcuni chimici adottarono, per la composizione dell'ossido ferrico, il risultamento immediato della trasformazione del ferro in ossido ferrico; non tennero dunque conto del carbone, e quest'è un errore evidente. Nelle mie sperienze il carbone venne convertito colla combustione in acido carbonico, e la quantità di carbonio

venne calcolata dal peso del carbonato calcico ottenuto. Se i numeri 100 e 44,25 rappresentano, per quanto dissi più sopra, 2 e 3 atomi; l'atomo del ferro pesa 339,205, vale a dire 27,181 volte altrettanto che l'atomo doppio dell' idrogeno.

40. *Manganese.* Il peso atomico di questo metallo venne determinato con le analisi del cloruro manganoso. In una prima esperienza 4,20775 grammi di cloruro manganoso fusi in una corrente di gas acido idroclorico, ridisciolti nell'acqua e precipitati col nitrato argentico, fornirono 9,575 grammi di cloruro argentico fuso. In una seconda esperienza 3,063 grammi di cloruro manganoso diedero 6,96912 grammi di cloruro argentico. Secondo la prima esperienza, il peso dell'atomo del manganese è 345,827; dietro la seconda 345,952; il termine medio è 345,887. Per conseguenza, pesa 27,716 volte altrettanto che l'atomo doppio dell' idrogeno. Il numero relativo degli atomi ch'entrano nelle sue combinazioni coll' ossigeno venne antecedentemente discusso.

41. *Cerio.* Negli ossidi di questo metallo i multipli d' ossigeno stanno fra loro come 2:3. Dietro quanto dicemmo all' articolo degli altri metalli, questo rapporto indica che si debbono considerare come $Ce+O$ e $2Ce+3O$. Secondo gli sperimenti di Hisinger, 100 parti di cerio sono combinate nell' ossido cerioso con 14,821 parti di ossigeno: ne segue che l'atomo del cerio pesa 574,796, oppure 46,051 volte più dell'atomo doppio dell' idrogeno.

42. *Torio.* Per determinare la quantità dell' ossigeno che si trova nella torina, si analizzò il solfato neutro. In una esperienza si ottennero 0,6754 grammi di torina e 1,159 grammi di solfato baritico; in un'altra, 1,0515 grammi di torina, e 1,832 grammi di solfato baritico. Venne pure analizzato il solfato torico-potassico, il quale per 0,265 di torina diede 0,156 d'acido solforico, e 0,5435 di solfato potassico. Queste analisi forniscono quattro mezzi per calcolare il peso dell' atomo della torina, e conducono ai numeri seguenti: 851,3; 841,73; 849,664; e 836,86; la cui media è 844,9. Siccome nel solfato doppio

la torina e la potassa sono combinate colla medesima quantità d'acido solforico, si può conchiudere che contengano ambedue un atomo di ossigeno. L' atomo di torio pesa pertanto 744,9, vale a dire 59,646 volte altrettanto che l'atomo doppio dell' idrogeno.

43. *Zirconio.* L'ossigeno contenuto nella zirconia venne determinato dalla quantità occorrente per saturare cento parti di acido solforico. In sei sperimenti si ebbero le quantità seguenti: 75,74; 75,80; 75,84; 75,84; 75,92 e 75,96. Queste quantità debbono contenere 19,95 di ossigeno. Per determinare il numero d' atomi rappresentati da questo numero, si ricorse alla considerazione che il fluoruro zirconico combinasi col fluoruro potassico in due proporzioni, e così produce de'sali doppii ne'quali i multipli del fluoro stanno come 1 : 1 e 2 : 3. Siccome il fluoruro alluminico forma col fluoruro ferrico un sale doppio analogo, e gli ossidi di questi metalli contengono 3 atomi d'ossigeno, è probabilissimo che la zirconia, al pari di questi ossidi, sia composta di 2Zr+3O. Il peso atomico del zirconio è allora 420,201 e l'atomo di questo metallo pesa 33,671 volte più dell'atomo doppio dell' idrogeno.

44. *Ittrio.* La somiglianza che offre l'ittria coll' ossido cerioso, fa giustamente presumere che la composizione della prima sia analoga a quella del secondo, cioè Y+O; cento parti di solfato ittrico, lentamente calcinate e precipitate col cloruro baritico, forniscono 145,27 parti di solfato baritico. Di qua partendo per calcolare la composizione dell' ittria, e poscia il peso dell' atomo dell' ittrio, trovasi che quest' ultimo è 402,514, e che l' atomo dell' ittrio pesa 32,254 volte altrettanto che quello dell' idrogeno.

45. *Glicio.* Si conosce di questo metallo un solo grado di ossidazione, cioè la glicina: questa terra combinasi facilmente coi corpi ossidati che contengono 3 atomi d' ossigeno, come l' allumina, gli acidi solforico e silicico. In queste combinazioni la glicina contiene $\frac{1}{2}$ o $\frac{1}{4}$ dell' ossigeno degli altri corpi, il quale rapporto indica che la terra non contiene nè *uno* nè *due* atomi, ma ne contiene 3, come l'allumina

e la zirconia, combinati probabilmente con 2 atomi di radicale La composizione dello smeraldo e dell'euclasia, che sono silicati doppii d'allumina e di glicina, non si accorda bene con un differente rapporto d'atomi nella glicina. Il peso atomico del glicio venne determinato coll'esperienza seguente: una quantità di solfato glicico (perfettamente neutro) contenente 100,1 di glicina, produsse 454,9 di solfato baritico; la glicina dunque contiene 31,154 per 100 d'ossigeno. Quindi se questa terra è $2G+3O$, l'atomo del glicio pesa 331,261, oppure 26,544 volte altrettanto dell'atomo doppio dell'idrogeno.

46. *Alluminio.* Cento parti di solfato alluminico anidro lasciano, dopo una forte calcinazione, 29,934 di allumina. Quindi cento parti di acido solforico richieggono, per la loro saturazione, 42,7227 di allumina, e la terra contiene 46,7047 per cento di ossigeno. L'allumina essendo $2Al+3O$, l'atomo dell'alluminio deve pesare 171,166 oppure 13,716 volte altrettanto che l'atomo doppio dell'idrogeno.

47. *Magnesio.* In questi ultimi tempi, molti chimici investigarono la composizione e la capacità di saturazione della magnesia, e giunsero a' risultati che non si accordano del tutto con quelli da me ottenuti. Dirò in qual guisa ho proceduto per ottener la magnesia scevra di ossido manganoso; io disciolsi la magnesia *alba* nell'acqua, facendo giungere in questa una corrente di gas acido carbonico; poi feci bollire la soluzione. Ottenni in questa guisa una magnesia non contenente traccia di manganese. Cento parti di questa magnesia, resa caustica colla calcinazione, vennero introdotte in un crogiuolo di platino pesato, e disciolte in un eccesso di acido solforico stillato e diluito di acqua. La soluzione evaporossi accuratamente, e l'eccesso d'acido fu scacciato riscaldando il crogiuolo alla lampana alcoolica ed elevando a poco a poco fino al rovente la temperatura. Il residuo fu di 293,985 parti di solfato magnesico, che si disciolse nell'acqua senza intorbidarla, e per conseguenza nulla perdette del suo acido (1).

(1) La terra ritiene in questo caso il suo acido al calore rovente, poichè l'acqua che d'ordinario ne trascina una piccola quantità, rimane evaporata prima del-

Calcolando dietro questo risultato il peso dell' atomo del magnesio, trovasi ch' è di 158,352, vale a dire 12,689 volte il peso dell' atomo doppio dell' idrogeno.

48. *Calcio.* Il peso atomico di questo metallo venne determinato coll'esperienza seguente: 301 parti di cloruro calcico anidro, sciolte nell'acqua e precipitate col nitrato argentico, fornirono 773 parti di cloruro argentico. Con questo dato calcolando il peso dell' atomo, si trova ch' è di 256,019, vale a dire 20,515 volte il peso dell' atomo doppio dell' idrogeno.

49. *Stronzio.* Stromeyer trovò che cento parti di cloruro stronzico anidro producevano 181,25 di cloruro argentico. Quindi il peso atomico dello stronzio è 547,285, o 43,854 volte maggiore dell' atomo doppio dell' idrogeno.

50. *Bario.* Cento parti di cloruro baritico anidro diedero in due sperienze 138,06 e 138,08 di cloruro argentico. La stessa quantità di cloruro baritico diede coll' acido solforico 112,17 e 112,18 parti di solfato baritico. Presa la media delle prime esperienze, un atomo di bario pesa 856,95, e presa la media delle ultime 856,93. Da ciò si scorge che questi risultati si accordano perfettamente. Ne risulta che l' atomo del bario pesa 856,880, vale a dire 68,663 volte più dell'atomo doppio dell' idrogeno.

51. *Litio.* Grammi 4,4545 di carbonato litico fuso, saturati di acido solforico stillato, produssero 6,653 grammi di solfato litico anidro. Grammi 1,874 di questo solfato precipitati col cloruro baritico, produssero 3,9985 grammi di solfato baritico. La prima di queste sperienze dà per l'atomo del litio 78,88, e la seconda 81,874; la media è 80,375; ossia 6,44 volte il peso dell' atomo doppio dell' idrogeno.

l' eccesso di acido. Io feci vedere che, precipitando il solfato col cloruro baritico, e calcolando la composizione della magnesia dietro quella del precipitato, si giunge ad un erroneo risultamento, poichè si precipita della magnesia col solfato baritico.

52. *Sodio.* Cento parti di cloruro sodico danno 244,6 parti di cloruro argentico. Ne segue che l' atomo del sodio pesa 290,897, cioè 23,310 volte più dell'atomo doppio dell'idrogeno.

53. *Potassio.* Cento parti di cloruro potassico danno 192,4 parti di cloruro argentico. Quindi l'atomo del potassio pesa 489,916, ossia 39,257 volte più dell' atomo doppio dell'idrogeno. Il potassio ed il sodio differiscono l'uno dall'altro in ciò, che il surossido del primo è K+3O, quello del secondo, 2Na+3O.

54. *Vanadio.* L'esperienza fondamentale, per determinare il peso esatto dell'atomo del vanadio, è la ripristinazione operata mediante il gas idrogeno dell'acido vanadico fuso; nella quale sperienza l' acido non viene del tutto ripristinato, e rimane un sottossido. In cento parti di sottossido rimanente, l'acido aveva perduto, in quattro sperienze, 20,901; 20,916; 20,940; 20,952 parti di ossigeno: il numero medio è 20,927. Le cento parti di sottossido trattate col gas cloro secco, si convertirono in clorido vanadico, lasciando 40,309 (cioè il terzo del peso primitivo) d'acido vanadico; donde segue, che il sottossido contiene una quantità d' ossigeno uguale alla metà di quella che l' idrogeno tolse all'acido. L' ossido vanadico ripristinato dall' idrogeno perde, in 100 parti di sottossido rimanente, 10,463 parti di ossigeno, vale a dire una quantità eguale a quella contenuta nel sottossido. Ne viene che in questi tre ossidi il metallo è combinato con quantità d' ossigeno che stanno fra loro nel rapporto di 1, 2 e 3; e siccome l' acido vanadico satura una quantità di base il cui ossigeno sta a quello dell'acido come 1 : 3, puossi considerare come dimostrato, che l'acido vanadico contiene tre atomi di ossigeno, l' ossido due e il sottossido uno (1). Rimane a sapersi se l'acido contenga uno o due

(1) L'acutissimo ingegno dell' Autore non verrà forse in questo luogo facilmente compreso dagli studenti; ed io bramerei loro manifestarlo più apertamente.

Tolte, mediante il cloro, parti 59,691 di vanadio a 100 di sottossido vanadico, rimanendo 40,309 di acido vanadico, ne viene che 40,309 di *acido* e 100 di *sottossido* contengono lo stesso ossigeno; e parimente, tre volte 40,309 di acido, cioè 120,927]

atomi di vanadio. Ma siccome gli ossidi che contengono tre atomi di ossigeno in due atomi di radicale, come l'allumina e gli ossidi ferrico, manganico e cromico, forniscono colla potassa e coll' acido solforico

di acido e 300 di sottossido, conterranno lo stesso ossigeno. Ma, togliendo da 120,927 di acido, 20,927 di ossigeno, rimangono 100 di sottossido: dunque parti 20,927 di ossigeno conterrebbonsi in 200 di sottossido. A tal modo, si scopre che la metà di 20,927, vale a dire 10,4635 è l' ossigeno contenuto in 100 di sottossido. — D' altro lato, togliendo a 110,4635 di *ossido* vanadico 10,4635 di ossigeno, si ottiene 100 di sottossido; dunque l' ossido contiene il doppio ossigeno del sottossido. Pertanto: 1.°, 100 di *sottossido* contengono 10,4635 di ossigeno; 2.° aggiungendo a 100 di sottossido 10,4635 di ossigeno, ottiensi 110,4635 di ossido; e con un altro 10,4635 di ossigeno, si ha 120,927 di *acido*.

È come dire, che parti 89,5365 di vanadio, in questi tre ossidi, combinansi con 10,4635, con 20,927, con 31,3905 di ossigeno; cioè nel rapporto di 1, 2, 3. Si avrà:

89,5365 di vanadio + 10,4635 di ossigeno = 100 di sottossido vanadico.
Idem di vanadio + 2. 10,4635 di ossigeno = 110,4635 di ossido vanadico.
Idem di vanadio + 3. 10,4635 di ossigeno = 120,927 di acido vanadico.

Conosciutosi a tal modo, che 100 parti di sottossido vanadico sono composte di parti 89,5365 di vanadio e di parti 10,4635 di ossigeno, si avrà pel peso dell' atomo del vanadio (facendo quello dell'ossigeno 100) la proporzione:

$$10{,}4635 : 89{,}5365 :: 100 : x = 855{,}84.$$

E se uno (o due) atomi di Vanadio pesa 855,84, aggiuntovi un atomo di ossigeno = 100, l' atomo del sottossido peserà 955,84; con un altro atomo di ossigeno peserà l'atomo dell'ossido 1055,84; e finalmente con un terzo atomo di ossigeno peserà l'atomo dell'acido 1155,84.

Mi permetto aggiungere che le seguenti Tavole del peso degli atomi sono preziosissime per le correzioni provenute dalle meravigliose sperienze dell' illustre svedese; e ne vo' dare una prova. Fino ad oggi se volevasi sapere quant' acido solforico contenessero grani 64,7 di solfato baritico, avrebbesi detto 21,932. Per le tavole di Berzelius, l' atomo del solfato baritico pesa 1458,045 e quello dell' acido solforico 501,165, sicchè ricavasi, dalla seguente proporzione, che ne contiene in vece 22,23.

$$1458{,}045 : 501{,}165 :: 64{,}7 : x = 22{,}23.$$

Non sarebbe stato inutile agli studenti trovare in altri luoghi di quest' Opera qualche spiegazione: ma (oltrechè una crudele malattia mi toglie le forze) io mi tengo sicuro, che i sapienti d' Italia e di Francia, abbracciatala fervorosissimamente, ne daranno senza più a' principianti qualche epitome men grave di otto ampii volumi; benchè sieno d'altronde il monumento più insigne che in alcun tempo abbia saputo lo spirito umano innalzare alla propria grandezza. (D.)

sali isomorfi analoghi all'allume; e siccome vedemmo che l' acido vanadico non è in questo caso, così possiamo presumere che gli ossidi del vanadio non contengano che un solo atomo di radicale.

L'atomo di vanadio, che possiamo rappresentare col simbolo V, pesa dunque 855,84, preso l' ossigeno per unità, e 68,58, preso per unità l'idrogeno.

Il peso del sottossido $\dot{V} = 955,84$.

dell'ossido $\ddot{V} = 1055,84$.

dell'acido $\dddot{V} = 1155,84$.

Il solfato vanadico è $\ddot{V}\dddot{S}^2$, il solfato ipervanadico $\dddot{V}\dddot{S}^3$, il vanadato potassico $\dot{K}\dddot{V}$, il cloruro vanadico VA^2, e il clorido vanadico VA^3.

FINE DELLA SECONDA PARTE DEL SECONDO VOLUME.

TAVOLA SINOTTICA

DE' PESI ATOMICI

DEI CORPI SEMPLICI

E

DI ALCUNE DELLE LORO PIU IMPORTANTI

COMBINAZIONI

TAVOLA SINOTTICA

DE' PESI ATOMICI DEI CORPI SEMPLICI

E

DI ALCUNE DELLE LORO PIÙ IMPORTANTI COMBINAZIONI

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi	
				+ ε.	— ε.
Ossigeno	O	100,000	8,013		
Idrogeno	H	6,2398	0,500		
	H̶	12,4795	1,000		

	N̵	[illegible]	[illegible]		
Solfo	S	201,165	16,120		
	S̵	402,330	32,239		
Fosforo	P	196,143	15,717		
	P̵	392,285	31,434		
Cloro	Cl	221,326	17,735		
	C̵l	442,651	35,470		
Iodo	I	789,750	63,283		
	I̵	1579,499	126,567		
Bromo	Br	489,153	39,196		
	B̵r	978,306	78,393		
Fluoro	F	116,900	9,367		
	F̵	233,801	18,735		

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi	
				+ s.	— s.
Osmio	O̶s	2488,973	199,443		
Iridio	Ir	1233,499	98,841		
	I̶r	2466,998	197,683		
Platino	Pt	1233,499	98,841		
Palladio	Pd	665,899	53,359		
Rodio	R	651,387	52,196		
	R̶	1302,774	104,392		
Argento	Ag	1351,607	108,305		
Mercurio	Hg	1265,823	101,431		
	Ho	[illegible]	[illegible]		

	Cu	[illegible]	[illegible]		
	Ꞓu	791,390	63,415		
Urano.	U	2711,358	217,263		
	Ʉ	5422,715	434,527		
Bismuto.	Bi	1330,377	106,604		
	Ƀi	2660,754	213,208		
Stagno.	Sn	735,294	58,920		
Piombo	Pb	1294,498	103,729		
	Ᵽb	2588,997	207,458		
Cadmio	Cd	696,767	556,833		
Zinco.	Zn	403,226	32,311		
Nichelio	Ni	369,675	29,622		
Cobalto	Co	368,991	29,568		

TAVOLA SINOTTICA DE' PESI ATOMICI

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell'atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000	COMPOSIZIONE in centesimi	
				+ ε.	— ε.
	C̶o	737,983	59,135		
Ferro.	Fe	339,205	27,181		
	F̶e	678,409	54,361		
Manganese	Mn	345,887	27,716		
	M̶n	691,774	55,432		
Cerio	Ce	57,696	46,051		
	C̶e	1149,392	92,102		
Torio.	Th	844,900	67,701		

Ittrio	Y	402,514	32,254		
Glicio	G	331,261	26,544		
	~~G~~	662,521	53,088		
Alluminio	Al	171,166	13,716		
	~~Al~~	342,332	27,431		
Magnesio	Mg	158,352	12,689		
Calcio	Ca	256,019	20,515		
Stronzio	Sr	547,285	43,854		
Bario	Ba	856,880	68,663		
Ammonio	NH^4	113,477	9,093		
	~~NH~~^{4}	226,954	18,186	N=78,0	H=22,0
Litio	L 4	80,375	6,440		

TAVOLA SINOTTICA DE' PESI ATOMICI

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi + ε.	— ε.
Sodio	Na	290,897	23,310		
	$\bar{N}a$	581,794	46,620		
Potassio	K	489,916	39,257		
Acqua	$\dot{\bar{H}}$	112,479	9,013	11,09	88,91
Surossido d'idrogeno	$\ddot{\bar{H}}$	212,479	17,026	5,87	94,13
	$\dot{\bar{H}}$	106,240	8,513		
Ossido nitroso. . . . . , .	$\dot{\bar{N}}$	277,036	22,199	63,90	36,10
nitrico	$\dot{N}$	188,518	15,106	46,95	53,05
	$\dot{\bar{N}}$	377,036	30,212		

iposolforoso	$\dot{S}$	301,165	24,133	66,80	33,20
solforoso	$\ddot{S}$	401,165	32,146	50,15	49,85
iposolforico	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{S}$	902,330	72,305	44,59	55,41
solforico	$\dddot{S}$	501,165	40,159	40,14	59,86
ipofosforoso	$\dot{P}$	492,285	39,447	79,69	20,31
fosforoso	$\dddot{P}$	692,285	55,473	56,67	43,33
fosforico	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}$	892,285	71,500	43,96	56,04
Ossido cloroso	$\dot{Cl}$	542,652	43,483	81,57	18,43
Acido cloroso	$\dddot{Cl}$	742,652	59,509	59,60	40,40
clorico	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$	942,652	75,535	46,96	53,04
ossiclorico	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$	1142,652	91,562	38,74	61,26
iodico	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{I}$	2079,499	166,631	75,96	24,04

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi + ε.	− ε.
Acido bromico	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{Br}}$	1478,306	118,458	66,18	33,82
Ossido carbonico	$\overset{\cdot}{\mathrm{C}}$	176,438	14,138	43,32	56,68
Acido ossalico	$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{C}}$	452,875	36,289	33,76	66,24
carbonico	$\overset{\cdot\cdot}{\mathrm{C}}$	276,438	22,151	27,65	72,35
borico	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{B}}$	872,409	69,907	31,22	68,78
Acido silicico	$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{Si}}$	577,312	46,261	48,04	51,96
Acido selenioso	$\overset{\cdot\cdot}{\mathrm{Se}}$	694,583	55,658	71,21	28,79
selenico	$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{Se}}$	794,583	63,671	62,24	37,76
arsenioso	$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{As}}$	1240,084	99,369	75,81	24,19

suscromico	$\ddot{Cr}$	551,815	44,217	63,76	36,24
Acido cromico	$\dddot{Cr}$	651,815	52,231	53,97	46,03
Ossido vanadioso	$\dot{V}$	955,840	76,591	89,54	10,46
Ossido vanadico	$\ddot{V}$	1055,840	84,604	81,06	18,94
Acido vanadico	$\dddot{V}$	1155,840	92,617	74,04	25,96
Ossido molibdoso	$\dot{Mo}$	698,520	55,973	85,68	14,32
molibdico	$\ddot{Mo}$	798,520	63,986	74,95	25,05
Acido molibdico	$\dddot{Mo}$	898,520	71,999	66,61	33,39
Ossido tunstico	$\ddot{W}$	1383,000	110,821	85,54	14,46
Acido tunstico	$\dddot{W}$	1483,000	118,834	79,77	20,23
Ossido antimonico	$\ddot{\overline{Sb}}$	1912,903	153,283	84,32	15,68
Acido antimonioso	$\dot{Sb}$ 2	1006,452	80,648	80,13	19,87

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell'atomo O = 100.	PESO dell'atomo H = 1,000	COMPOSIZIONE in centesimi	
				+ ε	— ε.
Acido antimonioso	$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{Sb}}$	2012,904	161,296		
antimonico	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{Sb}}$	2112,903	169,309	76,34	23,66
Ossido tellurico	$\ddot{\mathrm{Te}}$	1006,452	80,648	80,13	19,87
tantalico	$\dot{\mathrm{Ta}}$	1253,715	100,461	92,02	7,98
Acido tantalico	$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{Ta}}$	2607,430	208,936	88,49	11,51
titanico	$\ddot{\mathrm{Ti}}$	503,662	40,359	60,29	39,71
Ossido auroso. . . . . ,	$\dot{\mathrm{Au}}$	2586,026	207,220	76,13	3,87
aurico	$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{Au}}$	2786,826	223,247	89,23	10,77
Ossido osmioso	$\dot{\mathrm{Os}}$	1344,487	107,735	92,56	7,44

osmico	$\ddot{Os}$	1444,487	[illegible]	[illegible]	[illegible]
susosmico	$\dddot{Os}$	1544,487	123,761	80,58	19,42
Acido osmico . . . . , .	$\ddddot{Os}$	1644,488	131,774	75,68	24,32
Ossido iridioso	$\ddot{Ir}$	1333,499	106,854	92,50	7,50
susiridioso	$\dddot{Ir}$ (barred)	2766,998	221,722	89,16	10,84
iridico	$\ddot{Ir}$	1433,499	114,868	86,05	13,95
susiridico	$\dddot{Ir}$	1533,499	122,880	80,44	19,56
platinoso	$\dot{Pt}$	1333,499	106,854	92,50	7,50
platinico	$\ddot{Pt}$	1433,499	114,868	86,05	13,95
palladioso	$\dot{Pd}$	765,899	61,372	86,94	13,06
palladico	$\ddot{Pd}$	865,899	69,385	76,90	23,10
rodioso	$\dot{R}$	751,387	60,209	86,69	13,31
rodico	$\dddot{R}$ (barred)	1602,774	128,432	81,28	18,72

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi	
				+ ε.	— ε.
Ossido rodioso-rodico.	$\ddot{R}+2\,R$	3105,544	497,700	83,90	16,10
	$R+3\,R$	3856,934	618,118	84,44	15,56
argentico	$\dot{Ag}$	1451,607	116,319	93,11	6,89
mercurioso	$\dot{\overline{Hg}}$	2631,645	210,876	96,20	3,80
mercurico	$\dot{Hg}$	1365,823	109,445	92,68	7,32
rameoso	$\dot{\overline{Cu}}$	891,390	71,428	88,78	11,22
rameico	$\dot{Cu}$	495,695	39,721	79,83	20,17
uranioso	$\dot{U}$	2811,358	225,276	96,44	3,56
uranico	$\dddot{\overline{U}}$	5722,715	458,566	94,76	5,24

Ossido stagnoso	[illegible]	[illegible]	[illegible]	[illegible]	[illegible]
stagnico	$\ddot{Sn}$	935,294	74,946	78,62	21,38
Ossido piombico	$\dot{Pb}$	1394,498	111,742	92,83	7,17
Surossido piomboso	$\dddot{Pb}$	2888,996	231,498	89,62	10,38
piombico	$\ddot{Pb}$	1494,498	119,755	86,62	13,38
Ossido cadmico	$\dot{Cd}$	796,767	63,846	87,45	12,55
zinchico	$\dot{Zn}$	503,226	40,324	80,13	19,87
nichelico	$\dot{Ni}$	469,675	37,635	78,71	21,29
cobaltico	$\dot{Co}$	468,991	37,581	78,68	21,32
Surossido di cobalto	$\dddot{Co}$	1037,983	83,174	71,10	28,90
Ossido ferroso	$\dot{Fe}$	439,205	35,194	77,23	22,77
ferrico	$\dddot{Fe}$	978,409	78,401	69,34	30,66
ferroso-ferrico	$\dot{Fe}+\dddot{Fe}$	1418,614	113,675	71,80	28,20

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi + ε.	— ε.
Ossido ferroso-ferrico	$\dot{Fe}^6 + \dddot{Fe}$	3613,636	289,564	75,09	24,91
manganoso	$\dot{Mn}$	445,887	35,729	77,57	22,43
manganico	$\dddot{Mn}$	991,774	79,472	69,75	30,25
manganoso-manganico .	$\dot{Mn} + \dddot{Mn}$	1437,661	115,201	72,18	27,82
Surossido di manganese	$\ddot{Mn}$	545,887	43,742	63,36	36,64
Acido manganico	$\dddot{Mn}$	645,887	51,756	53,55	46,45
ossimanganico	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Mn}$	1391,774	111,503	49,71	50,29
Ossido cerioso.	$\dot{Ce}$	674,696	54,064	85,18	14,82
cerico	$\dddot{Ce}$	1449,392	116,141	79,30	20,70

L' ittria . . . , ...	Ẏ	502,514	40,267	80,10	19,90
La glicina.	G̈	962,521	77,128	68,83	31,17
L'allumina.	Ál	642,332	51,471	53,50	46,70
La magnesia	Mg	258,352	20,702	61,29	38,71
La calce	Ċa	356,019	28,528	71,91	28,09
La stronziana	Ṡr	647,285	51,868	84,45	15,45
La barite	Ḃa	956,880	76,676	89 55 NH4	10,45 O
Ossido d' ammonio.	ŃH4	326,954	26,199 N = 54,15 N = 54,15	69,42 H = 15,27 H = 11,45	30,58 O = 30,58 Ḣ = 34,40
La litinia	Ĺ	180,375	14,453	45,56	55,44
La soda	Ńa	390,897	31,323	74,42	25,58

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell'atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000	COMPOSIZIONE in centesimi	
				+ ε.	— ε.
Surossido di sodio	N̈a	881,794	70,659	65,98	34,02
La potassa	K̇	589,916	47,271	83,05	16,95
Surossido di potassio	K̈	789,916	63,297	62,02	37,98
Solfido idrico	H́	213,645	17,120	5,84	94,16
Solfuro cloroso	Ćl	643,816	51,570	68,75	31,25
clorico	C̋l	844,981	67,609	52,39	47,61
jodoso	İ	1780,664	142,686	88,70	11,30
iodico	Ï	1981,829	158,806	79,70	20,30

silicico.		[illegible]	[illegible]	[illegible]	[illegible]
selenioso	$\ddot{Se}$	896,913	71,870	55,14	44,86
Solfuro d' arsenico	$As^{12}S$	5841,669	468,095	96,56	3,44
Solfido iparsenioso.	$\ddot{As}$	1342,414	107,569	70,03	29,97
arsenioso	$\dddot{As}$	1543,579	123,688	60,90	39,10
arsenico.	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{As}$	1945,909	155,924	48,31	51,69
Persolfuro d' arsenico.	$As\,S^{2}$	2280,527	182,741	20,61	79,39
Solfuro cromico	$\dddot{Cr}$	1307,126	104,741	53,83	46,17
suscromico	$\ddot{Cr}$	754,145	60,430	46,65	53,35
Solfido cromico	$\dddot{Cr}$	955,310	76,550	36,83	63,17
Solfuro molibdico	$\ddot{Mo}$	1000,850	80,199	59,80	40,20

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi +	— s.
Solfido molibdico	Mo	1202,015	96,319	49,79	50,21
Solfido ipermolibdico.	$\ddot{\ddot{M}}o$	1403,180	112,438	42,65	57,35
Solfuro tunstico	$\ddot{W}$	1585,330	127,034	74,62	25,38
Solfido tunstico.	$\dddot{W}$	1786,495	143,153	66,22	33,78
Solfuro antimonico	$\dddot{Sb}$	2216,398	177,602	72,77	27,23
Ossisolfuro antimonico.	$2\dddot{Sb}+\ddot{Sb}$	5742,204	460,127	$2\dddot{Sb}$ 66,69	$\dddot{Sb}$ 33,31
Solfido ipoantimonioso	$\dddot{Sb}$	2216,398	177,602	72,77	27,23
antimonioso.	$\ddot{\ddot{Sb}}$	2417,563	193,721	66,72	33,28
antimonico	$\dddot{Sb}$	2618,728	209,841	61,59	38,41

tantalico	$\overline{\text{Ta}}$	2910,925	233,255	79,27	20,73
titanico	$\overset{,,}{\text{Ti}}$	705,992	56,572	43,01	56,99
Solfuro auroso	$\overset{,}{\overline{\text{Au}}}$	2687,191	215,327	92,51	7,49
aurico	$\overset{,,,}{\overline{\text{Au}}}$	3089,521	247,566	80,47	19,53
osmioso	$\overset{,}{\text{Os}}$	1445,652	115,841	86,08	13,92
susosmioso	$\overset{,,,}{\overline{\text{Os}}}$	3092,468	247,802	80,48	19,52
osmico	$\overset{,,}{\text{Os}}$	1646,817	131,961	75,57	24,43
susosmico.	$\overset{,,,}{\text{Os}}$	1847,982	148,080	67,34	32,66
Solfido osmico	$\overset{,,,,}{\text{Os}}$	2049,147	164,200	60,73	39,27
Solfuro iridioso	$\overset{,}{\text{Ir}}$	1434,664	114,961	85,98	14,02
Solfuro susiridioso.	$\overset{,,,}{\overline{\text{Ir}}}$	3070,493	246,041	80,35	19,65
iridico.	$\overset{,,}{\text{Ir}}$	1635,829	131,080	75,41	24,59

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi	
				+ ε.	— ε.
Solfuro susiridico.	$\overset{,,,}{Ir}$	1836,994	147,200	67,15	32,85
platinoso	$\overset{,}{Pt}$	1434,664	114,961	85,98	14,02
platinico.	$\overset{,,}{Pt}$	1635,329	131,080	75,41	24,59
palladioso	$\overset{,}{Pd}$	867,064	69,479	76,80	23,20
palladico	$\overset{,,}{Pd}$	1068,229	85,598	62,34	37,66
rodico	$\overset{,,,}{\overline{R}}$	1906,269	152,751	68,34	31,66
argentico	$\overset{,}{Ag}$	1552,772	124,425	87,04	12,69
mercurioso.	$\overset{,}{\overline{H}g}$	2732,810	218,982	92,64	7,36
mercurico.	$\overset{,}{Hg}$	1466,988	117,551	86,29	13,71

Bisolfuro di rame	$\overset{,,}{\mathrm{Cu}}$	798,025	63,946	49,58	50,42
Persolfuro di rame	$\overset{,,,}{\overline{\mathrm{Cu}}}$	1401,520	112,305	28,23	71,77
Solfuro uranoso.	$\overset{,}{\overline{\mathrm{U}}}$	2912,523	233,383	93,09	6,91
uranico	$\overset{,,,}{\overline{\mathrm{U}}}$	6026,210	482,885	89,99	10,01
bismutico	$\overset{,,,}{\overline{\mathrm{Bi}}}$	3264,249	261,567	81,51	18,49
stagnoso	$\overset{,}{\mathrm{Sn}}$	936,459	75,039	78,52	21,48
susstagnoso	$\overset{,,,}{\overline{\mathrm{Sn}}}$	2074,083	166,198	70,00	30,00
Solfido stagnico.	$\overset{,,}{\mathrm{Sn}}$	1137,624	91,159	64,63	35,37
Solfuro piombico.	$\overset{,}{\mathrm{Pb}}$	1495,663	119,849	86,55	13,45
cadmico	$\overset{,}{\mathrm{Cd}}$	897,932	71,952	77,60	22,40
zinchico.	$\overset{,}{\mathrm{Zn}}$	604,391	48,430	66,72	33,28
nichelico	$\overset{,}{\mathrm{Ni}}$	570,840	45,742	64,76	35,24

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi + ε.	− ε.
Solfuro cobaltico.	$\overset{,}{Co}$	570,156	45,687	64,72	35,28
Sesquisolfuro di cobalto.	$\overset{,,,}{\bar{Co}}$	1341,478	107,494	55,01	44,99
Bisolfuro di cobalto.	$\overset{,,}{Co}$	771,321	61,807	47,84	52,16
Sottosolfuro di ferro	$Fe^{8}S$	2914,805	233,566	93,10	6,90
	$Fe^{2}S$	879,574	70,481	77,13	22,87
Solfuro ferroso.	$\overset{,}{Fe}$	540,370	43,300	62,77	37,23
ferrico.	$\overset{,,,}{\bar{Fe}}$	1281,904	102,720	52,92	47,08
Bisolfuro di ferro	$\overset{,,}{Fe}$	741,535	59,420	45,74	54,26
Solfuro manganoso	$\overset{,}{Mn}$	547,052	43,836	63,23	36,77
	$\overset{,,}{C}$				

torico	$\ddot{Th}$				
zirconico	$\overset{'''}{Zr}$	1443,896	115,701	58,20	41,80
magnesico	$\overset{'}{Mg}$	359,517	28,808	44,05	55,95
calcico	$\overset{'}{Ca}$	457,184	36,635	56,00	44,00
Bisolfuro di calcio	$\overset{''}{Ca}$	658,349	52,754	38,89	61,11
					$\dot{H}$
cristallizzato	$\overset{''}{Ca} + 3\dot{H}$	995,787	79,793	66,11	33,89
Persolfuro di calcio	$\overset{'''}{Ca}$	1261,844	101,113	20,29	79,71
Solfuro stronzianico	$\overset{'}{Sr}$	748,450	59,974	73,12	26,88
baritico	$\dot{Ba}$	1058,045	84,782	80,99	19,01
Persolfuro di bario	$\overset{'''}{Ba}$	1862,705	149,260	46,00	54,00
Solfuro ammonico	$\overset{'}{N}H^4$	428,119	34,306	53,01	46,99

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell'atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000	COMPOSIZIONE in centesimi + ε.	— ε.
Solfuro litico	$\overset{,}{L}$	281,540	22,560	28,55	71,45
Persolfuro di litio.	$\overset{,,,,,}{L}$	1036,200	87,037	7,40	92,60
Solfuro sodico	$\overset{,}{Na}$	492,062	39,429	59,12	40,88
Bisolfuro di sodio.	$\overset{,,}{Na}$	693,227	55,549	41,96	58,04
Trisolfuro di sodio	$\overset{,,,}{Na}$	894,392	71,668	32,52	67,48
Quadrisolfuro di sodio	$\overset{,,,,}{Na}$	1095,557	87,788	26,55	73,45
Persolfuro di sodio	$\overset{,,,,,}{Na}$	1296,722	103,907	22,43	77,57
Solfuro potassico.	$\overset{,}{K}$	691,081	55,377	70,89	29,11
Bisolfuro di potassio	$\overset{,,}{K}$	892,246	71,496	54,91	45,09

Persolfuro di potassio	$\dddot{K}$	1495,741	119,855	32,75	67,25
Cloruro argentico	Ag Cl	1794,258	143,775	75,33	24,67
mercurioso.	Hg Cl	2974,296	238,333	85,12	14,88
mercurico	Hg Cl	1708,474	136,901	74,09	25,91
piombico	Pb Cl	1737,149	136,199	74,52	25,48
calcico	Ca Cl	698,670	55,985	36,64	63,36
baritico	Ba Cl	1299,531	104,132	65,94	34,06
sodico	Na Cl	733,548	58,780	39,66	60,34
potassico	K Cl	932,567	74,727	52,53	47,47
				K Cl	Pt Cl^2
platinico-potassico	K Cl + Pt Cl^2	3051,369	244,509	30,56	69,44

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi + ε.	— ε.
Cloruro ammonico	NH^4Cl	669,605	53,656	33,89	66,11
platinico-ammonico . . .	$NH^4Cl + PtCl^2$	2788,407	223,437	NH^4Cl 24,01	$PtCl^2$ 75,99
Ioduro potassico	KI	2069,415	165,824	23,67	76,33
Bromuro argentico	$AgBr$	2329,913	186,698	58,01	41,99
Fluoruro calcico	CaF	489,920	39,250	52,27	47,73
Cianuro potassico	KCy	819,827	65,693	59,76	40,24
ferroso-potassico.	$FeCy + 2KCy$	2308,770	185,004	$FeCy$ 29,89	$2KCy$ 71,02
ferrico-potassico.	[illegible]	[illegible]	[illegible]	$3KCy$ [illegible]	$FeCy^3$ [illegible]

Idrato potassico.	$\dot{K}\,\dot{H}$	702,395	56,284	83,99	16,01
calcico	$\dot{C}a\,\dot{H}$	468,498	37,541	75,99	24,01
ferrico	$\dddot{F}^{2}\,\dot{H}^{3}$	2294,257	183,841	85,29	14,71
Solfato potassico . . . , ...	$\dot{K}\,\dddot{S}$	1091,081	87,429	54,07	45,93 $\dot{H}$
alluminico-potassico. . .	$K\dddot{S}+\dddot{Al}\,\dddot{S}^{3}+24\dot{H}$	5936,416	475,690	54,53	45,47 $\dot{H}$
ferrico-potassico	$\dot{K}\dddot{S}+\dddot{Fe}\,\dddot{S}^{3}+24\dot{H}$	6272,493	502,620	56,96	43,04
sodico	$\dot{N}a\,\dddot{S}$	892,062	71,482	43,82	56,18
ammonico	$\dot{N}H^{4}\,\dddot{S}$	828,119	66,358	39,48	60,52
baritico	$\dot{B}a\,\dddot{S}$	1458,045	116,835	65,63	34,37
calcico	$\dot{C}a\,\dddot{S}$	857,184	68,687	41,53	58,47
piombico	$\dot{P}b\,\dddot{S}$	1895,663	151,901	73,56	26,44

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi	
				+ ε.	— ε.
Nitrato potassico	$\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$	1266,952	101,522	46,56	53,44
ammonico	$\dot{N}H^{4}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$	1003,990	80,451	32,57	67,43
Fosfato sodico	$\dot{N}a^{2}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}$	1674,079	134,145	46,70	53,30
Sottofosfato calcico delle ossa .	$\dot{C}a^{8}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}^{3}$	5525,007	442,723	51,66	48,34
Fosfato piombico.	$\dot{P}b^{2}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}$	3681,291	294,985	75,76	24,24
Fosfato sequipiombico	$\dot{P}b^{3}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}^{2}$	5968,064	478,226	70,10	29,90
Clorato potassico.	$\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$	1532,568	122,806	38,49	61,51
Clorito sodico	$\dot{N}a\overset{\cdot\cdot\cdot}{Cl}$	1133,549	90,832	34,48	65,52
				$\dot{C}a\,\overset{\cdot\cdot\cdot}{Cl}$.	$\dot{C}a\,\dot{H}$

Borato sodico crist. ordin.

Borato sodico crist. ordin. . .		[illegible]	[illegible]	[illegible]	[illegible]
crist. ottedrico.	$\dot{Na}\,\dddot{B} + 5\,\dot{H}$	1825,703	146,295	Sale 69,20	$\dot{H}$ 30,80
Carbonato potassico	$\dot{K}\,\ddot{C}$	866,354	69,422	68,09	31,91
sodico.	$\dot{Na}\,\ddot{C}$	667,555	53,474	58,58	41,42
calcico	$\dot{Ca}\,\ddot{C}$	632,457	50,679	56,29	43,71
Ossalato potassico	$\dot{K}\,\ddot{\mathrm{C}}$	1042,791	83,560	56,27	43,43
Biossalato potassico.	$\dot{K}\,\ddot{\mathrm{C}}^2$	1495,666	119,849	39,44	60,56
Ossalato calcico	$\dot{Ca}\,\ddot{\mathrm{C}}$	808,894	64,817	44,01	55,99
piombico.	$\dot{Pb}\,\dddot{\mathrm{C}}$	1847,575	148,032	75,49	24,51
Silicato alluminico-potassico. .	$\dot{K}\,\dddot{Si} + \dddot{Al}\,\dddot{Si}^3$	3541,496	283,783	$\dot{K}\,\dddot{Si}$ 32,96	$\dddot{Al}\,\dddot{Si}^3$ 67,04
Acetato piombico crist.	18 $\dot{Pb}\,\bar{A} + 3\,\dot{H}$	2375,125	190,321	Sale 85,79	$\dot{H}$ 14,21

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell'atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000	COMPOSIZIONE in centesimi	
				+ ε.	— ε.
Acetato tripiombico	$\dot{Pb}^3\bar{A}$	4826,683	386,766	86,67	13,33
				Sale	$\dot{H}$
Bitartrato potassico cristallizzato	$\dot{K}\bar{T}^2 + \dot{H}$	2376,293	190,414	95,27	4,73
				Sale	$\dot{H}$
Tartrato sodico-potassico	$\dot{K}\bar{T} + \dot{Na}\bar{T} + 10\,\dot{H}$	3779,506	302,855	70,24	29,76
				Sale	$\dot{H}$
antimonico-potassico . . .	$\dot{K}\bar{T} + \ddot{Sb}\bar{T} + 2\,\dot{H}$	4401,676	352,702	94,89	5,11
				Sale	$\dot{H}$
calcico cristallizzato	$\dot{Ca}\bar{T} + 4\,\dot{H}$	1642,886	131,646	72,61	27,39
piombico	$\dot{Pb}\bar{T}$	2231,447	178,808	62,49	37,51
Citrato calcico	$\dot{Ca}\bar{C}$	1086,728	87,080	32,76	67,24

Seleniato baritico	$\dot{Ba}\ddot{\dddot{Se}}$	1751,463	140,346	54,63	45,37
Selenito potassico.	$\dot{K}\ddot{Se}$	1284,499	102,928	45,93	54,07
Arseniato piombico	$\dot{Pb}^{2}\dddot{\ddot{As}}$	4229,080	338,880	65,95	34,05
sesquipiombico	$\dot{Pb}^{3}\dddot{\ddot{As}}$	5623,578	450,622	74,39	25,61
Cromato potassico	$\dot{K}\dddot{Cr}$	1241,731	99,501	47,51	52,49
Bicromato potassico	$\dot{K}\dddot{Cr}^{2}$	1893,546	151,731	31,15	68,85
Acido acetico	$H^{6}C^{4}O^{3} = \bar{A}$	643,189	51,563		
tartrico	$H^{4}C^{4}O^{5} = \bar{T}$	830,709	66,563		
citrico.	$H^{4}C^{4}O^{4} = \bar{C}$	730,709	58,552		
benzoico	$H^{12}C^{15}O^{3} = \bar{B}$	1521,440	121,914		
gallico.	$H^{6}C^{6}O^{3} = \bar{G}$	796,064	63,789		

NOMI DELLE SOSTANZE	FORMULE	PESO dell' atomo O = 100.	PESO dell' atomo H = 1,000.	COMPOSIZIONE in centesimi + ε.	COMPOSIZIONE in centesimi — ε.
Acido mucico	$H^{10}C^{6}O^{8} = \overline{M}$	1321,023	105,855		
piromucico	$H^{4}C^{9}O^{6}$	1312,897	105,203		
succinico	$H^{4}C^{4}O^{3} = \overline{S}$	630,709	50,539		
formico	$H^{2}C^{2}O^{3} = \overline{F}$	465,355	37,289		
fulminico } cianoso }	$N\text{Ȼ}O = \dot{C}y$	429,911	34,449	N G 76,74	O 23,26
cianico	$\ddot{Ȼ}y$	529,911	42,462	N G 62,26	O 37,74
Cianogeno	$NC = Cy$	164,956	13,218	N 53,66	C 46,34
	Ȼy	329,911	26,436		
[illegible]	NH^{3}	[illegible]	[illegible]	N [illegible]	H [illegible]

INDICE

DELLE MATERIE CONTENUTE

IN QUESTO VOLUME.

IV. SALI D'AMMONIO . . . . Pag. 3
A. Sali aloidi d'ammonio 4
Cloruro ammonico (sale ammoniaco) . . . . *ivi*
Bromuro, ioduri, fluoruri ammonici 6
Fluoruri borico-ammonico, silicico-ammonico 7
Fluoruri titanico-ammonico, tantalico-ammonico 8
Ossifluoruri molibdico-ammonico, tunstico-ammonico, cianuro, solfocianuro ammonici 9
A. Alosali d'ammonio 10
Clorofosfuro ammoniacale, cloroboruro, clorossicarburo ammoniacali. . . . . *ivi*
Clorossicarburo e clorossisolfuro ammoniacali, ioduro, fluoboruro ammoniacali 11
Fluosiliciuro, cianuro ammoniacali 12
C. Ossisali d'ammonio 13
Solfato, iposolfato, solfito ammonici . . . . *ivi*
Solfito ammoniacale, iposolfito, nitrato ammonici. 14
Nitrito, fosfato ammonici 15
Fosfati ammonico-sodico, ammonico-litico 16
Fosfito, ipofosfito, clorato ammonici 17
Iodato, carbonato ammonici 18
Carbonato ammoniacale, ossalati ammonici 19
Ossalato potassico-ammonico, borati ammonici. 20
Silicato, acetato, tartrati ammonici. 21
Tartrato potassico-ammonico, bitartrato potassico e borato ammonico, pirotartrato, citrato, malato, benzoato, gallato, mucato, piromucato, succinato ammonici 22
Cianito, formiato, seleniti ammonici 23
Arseniati ammonici 24
Arseniato ammonico-sodico, arseniato ammonico, cromato, molibdati ammonici . 25
Tunstato, antimoniato, antimonito, ipantimonito ammonici 26
Tellurato, tantalato, aurato, cobaltato ammonici. . . . . . . *ivi*
D. Solfosali d'ammonio. 27
Solfoidrato ammonico. . . . . *ivi*

Solfocarbonato ammonico . . . . pag. 28
Solfocarbonato ammoniacale, solfocianidrato ammonico 29
Solfarseniati ammonici. 30
Solfarseniato ammoniacale . . . . *ivi*
Solfarseniato sodico-ammonico sesquibasico, solfarsenito ammonico 32
Iposolfarsenito, solfomolibdato ammonici. 33
Ipersolfomolibdato, solfotunstato ammonici. 34
Solfotellurato triammonico. 35
V. SALI DI BARIO. . . . . *ivi*
A. Sali aloidi di bario . . . . *ivi*
Cloruro baritico . . . . *ivi*
Bromuro, ioduro baritici 36
Fluoruro baritico, cloruro baritico e fluoruro baritico 37
Fluoruri borico-baritico, silicico-baritico 38
Cianuro, solfocianuro baritici. 39
B. Ossisali di bario. . . . . *ivi*
Solfato baritico . . . . *ivi*
Solfato doppio baritico e sodico, iposolfato baritico 40
Solfito, iposolfito baritici. 41
Nitrato, fosfato baritici . . . . *ivi*
Bifosfato e surfosfato baritici 42
Fosfato e nitrato baritici, fosfiti baritici. 43
Ipofosfito, clorato baritici . . . . *ivi*
Iodato, carbonati baritici 44
Ossalato, borato, silicato baritici 45
Acetato, tartrato baritici, tartrato sodico-baritico, pirotartrato, citrato, malato, piromalato, benzoato, gallato, mucato baritici. 46
Piromucato, succinato, formiato, cianito, seleniato, seleniti baritici 47
Arseniati, arsenito, cromato, molibdato baritici 48
Tunstato, antimoniato, antimonito, tantalato, manganato baritici 49
C. Solfosali di bario 50
Solfoidrato baritico . . . . *ivi*
Solfocarbonato, solfocianidrato, solfarseniato baritici . . . . *ivi*
Solfarsenito, iposolfarsenito, solfomolibdati baritici 51
Ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato baritici . . . . *ivi*
VI. SALI DI STRONZIO 53
A. Sali aloidi di stronzio . . . . *ivi*
Cloruro, ioduro, fluoruro, stronzici 54
Fluoruri borico-stronzico, silicico-stronzico, cianuro, solfocianuro stronzici. . . *ivi*
B. Ossisali di stronzio 55
Solfato stronzico. . . . . *ivi*
Iposolfato, solfito, iposolfito, nitrato stronzici. . . . . *ivi*
Fosfato, fosfito, ipofosfito, clorato, iodato, carbonato, ossalato, borato stronzici. . 56
Silicato, acetato, tartrato, citrato, malato, benzoato, succinato, seleniti stronzici . 57
Arseniato, arsenito, cromato, molibdato, tunstato stronzici 58
C. Solfosali di stronzio . . . . *ivi*
Solfoidrato, solfocarbonato stronzici . . . . *ivi*
Solfarseniato, solfomolibdato, ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato stronzici 59
VII. SALI DI CALCIO . . . . *ivi*
A. Sali aloidi di calcio. 60
Cloruri calcici . . . . *ivi*
Bromuro, ioduro calcici 61
Fluoruro calcico (spatofluore) 62
Fluoruro calcico e solfato calcico, fluoruro borico-calcico 64
Fluoruri silicico-calcico, titanico-calcico, tantalico-calcico 65
Cianuro, solfocianuro calcici 66

B. Ossisali di calcio . . . . pag. 67
Solfato di calcio (gesso) ivi
Solfato doppio calcico e sodico, iposolfato, solfito calcici 68
Iposolfito, nitrato, fosfati calcici 69
Fosfito calcico 73
Ipofosfito, clorato, clorito calcici ivi
Iodato, carbonato calcici. 74
Carbonato calcico-sodico 75
Carbonato calcico-baritico, carbonato calcico e carbonato stronzico, ossalato calcico 76
Borato, silicati calcici, calcico e potassico 77
Acetato, tartrato calcici, tartrato sodico-calcico, pirotartrato, citrato calcici . . 78
Malati calcici, potassico-calcico, ammonico-calcico, benzoato calcico 79
Gallato, mucato, piromucato, succinato, formiato, seleniato, seleniti calcici . . . 80
Arseniati, arsenito, cromato, molibdato, tunstato calcici 81
Antimoniato, antimonito, tellurato, tantalato calcici, surtitanato e silicati calcici (titanite) 82
C. Solfosali di calcio ivi
Solfoidrato calcico ivi
Solfocarbonato, solfocianidrato calcici 83
Solfarseniati, solfarseniti calcici. 84
Iposolfarsenito, solfomolibdato, ipersolfomolibdato calcici 85
Solfotunstato, solfotellurato calcici. ivi
VIII. SALI DI MAGNESIO 86
A. Sali aloidi di magnesio ivi
Cloruro magnesico. ivi
Cloruri magnesico-potassico, magnesico-ammonico, bromuro, ioduro, fluoruro magnesici, fluoruro borico-magnesico 87
Fluoruri silicico-magnesico, titanico-magnesico, tantalico-magnesico, cianuro-magnesico. 88
B. Ossisali di magnesio 89
Solfato magnesico (sale di Epsom) ivi
Solfati potassico-magnesico, sodico-magnesico, ammonico-magnesico 90
Iposolfato, solfito magnesico, solfito ammonico-magnesico, iposolfito, nitrato magnesici 91
Nitrato ammonico-magnesico, fosfati magnesici, fosfati ammonico-magnesici . . 92
Fosfito, ipofosfito, clorato, clorito magnesici 95
Iodato, carbonati magnesici (magnesia alba) 96
Carbonato potassico-magnesico 98
Carbonato sodico-magnesico, ammonico-magnesico. 99
Calbonato calcico-magnesico, ossalati magnesico, ammonico-magnesico, borati magnesici. 100
Silicati magnesici 101
Silicato calcico-magnesico, alluminato, acetato, tartrato magnesici, tartrato potassico-magnesico, citrato magnesico. 102
Malato, gallato, mucato, succinato, formiato, seleniato, seleniti, arseniati magnesici. 103
Arseniato calcico-magnesico, cromato, molibdato, tunstato magnesici ivi
C. Solfosali di magnesio ivi
Solfoidrato magnesico ivi
Solfocarbonato, solfarseniati magnesici. 104
Solfarseniato ammonico-magnesico, solfarsenito, solfomolibdato magnesici . . . 105
Ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato magnesici 106
IX. SALI DI ALLUMINIO. ivi
A. Sali aloidi di alluminio. 107
Cloruro alluminico ivi
Cloruro alluminico e solfido idrico, cloruro alluminico-potassico o sodico, ioduro, fluoruro alluminici 108

Fluoruro alluminico-potassico . . . . pag. 109
Fluoruri alluminico-sodico, alluminico-litico, alluminico-ammonico. 110
Fluoruri borico-alluminico, silicico-alluminico, cianuro-alluminico 111
Solfocianuro alluminico 112
B. Ossisali di alluminio. . . . . *ivi*
Solfati alluminici. . . . . *ivi*
Solfato alluminico-potassico od allume. 113
Solfati alluminico-sodico, alluminico-ammonico, iposolfato alluminico 116
Solfito, nitrati, fosfati alluminici, fosfati alluminico-litico, alluminico-ammonico . 117
Fosfito, ipofosfito, clorato, carbonato, ossalato alluminici, ossalato alluminico-potassico, borato alluminico 118
Silicati alluminici, silicato alluminico-potassico (feldspato, ec.). 119
Silicati alluminico-sodico, (albite, ec.) 120
Silicati alluminico-litico, alluminico-baritico, alluminico-calcico 121
Silicato alluminico-magnesico. . . . . *ivi*
Porcellana, maiolica, vasi di terra, mattoni 122
Acetato alluminico 124
Tartrato, citrato, malato, benzoato alluminici 125
Gallato, mucato, formiato, seleniato, seleniti, arseniato, cromato, molibdato, tunstato, antimonito, tellurato, tantalato alluminici. . . . . *ivi*
C. Solfosali di alluminio 126
X. SALI DI GLICIO 127
A. Sali aloidi di glicio. . . . . *ivi*
Cloruri, bromuro, ioduro glicici . . . . *ivi*
Fluoruri glicico, glicico-potassico, silicico-glicico, cianuro e solfocianuro glicici . 128
B. Ossisali di glicio 129
Solfati glicici. . . . . *ivi*
Nitrato, fosfato, fosfito, ipofosfito, carbonato glicici 130
Ossalato, silicati (smeraldo, ec.), alluminato glicici . . . . *ivi*
Acetato, tartrato, citrato, succinato, gallato, seleniti, arseniato, cromato glicici. . 131
C. Solfosali di glicio 132
Solfocarbonato, solfarseniato glicici . . . . *ivi*
Solfarsenito, solfomolibdato, ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato glicici . . . . *ivi*
XI. SALI D'ITTRIO. 133
A. Sali aloidi d'ittrio . . . . *ivi*
Cloruri ittrico, ittrico-potassico, fluoruro ittrico . . . . *ivi*
Fluoruri borico-ittrico, silicico-ittrico, cianuro e solfocianuro ittrici 134
B. Ossisali di ittrio . . . . *ivi*
Solfati ittrico, ittrico-potassico, nitrato, fosfati ittrici. . . . . *ivi*
Carbonati ittrico, ittrico-ammonico 135
Ossalati ittrico, ittrico-potassico, borato, silicato, acetato, tartrato, citrato, succinato, benzoato, selenito, arseniato, cromato, molibdato, tunstato, tantalato ittrici. 136
C. Solfosali d'ittrio. 137
Solfarseniato, solfarsenito, solfomolibdato, ipersolfomolibdato ittrici . . . . . *ivi*
XII. SALI DI ZIRCONIO. . . . . *ivi*
A. Sali aloidi di zirconio 138
Cloruro zirconico, fluoruri zirconico, zirconico-potassico. . . . . *ivi*
Fluoruro silicico-potassico, cianuro, solfocianuro zirconici 139
B. Ossisali di zirconio . . . . *ivi*
Solfati zirconici. . . . . *ivi*
Solfato zirconico-potassico 140
Solfato zirconico-ammonico. 141
Nitrato, fosfato, carbonato, ossalato, borato, silicato zirconici 142
Acetato, tartrato, citrato, benzoato, succinato, selenito, arseniato, titanato zirconici . . . . *ivi*

C. Solfosali di zirconio . . . . pag. 143
Solfarseniato zirconico ivi
Solfarsenito, iposolfarsenito, solfomolibdato, solfotunstato zirconici 144
XIII. SALI DI TORIO ivi
A. Sali aloidi di torio 145
Cloruro torico ivi
Cloruro torico-potassico, bromuro, fluoruro torici 146
Fluoruro torico-potassico, cianuro ferroso-torico ivi
B. Ossisali di torio 147
Solfato torico ivi
Solfato torico-potassico 149
Nitrato torico 150
Nitrato torico-potassico, fosfato, borato, carbonato, ossalato torici, ossalato torico potassico, arseniato, cromato, molibdato torici 151
Tunstato, tartrato torici, tartrati torico-potassici, citrato, acetato torici ivi
Succinato, formiato torici 152
C. Solfosali di torio 153
XIV. SALI DI CERIO ivi
Sali ceriosi, sali cerici ivi
A. Sali aloidi di cerio 154
Cloruro cerioso ivi
Cloruro cerico, fluoruri ceriosi, cerico, cianuro e solfocianuro di cerio ivi
B. Ossisali di cerio 155
a. Sali a base di ossido cerioso ivi
Solfato cerioso ivi
Solfato cerioso-potassico ivi
Iposolfato, solfito, nitrato, fosfato, carbonato, ossalato ceriosi, ossalato cerioso-potassico 156
Silicato, acetato, tartrato, citrato, benzoato ceriosi 157
Gallato, succinato, seleniti, arseniato, cromati, molibdato ceriosi 158
b. Sali a base di ossido cerico 159
Solfati cerici ivi
Solfato cerico-potassico, nitrato, carbonato, ossalato, seleniti cerici ivi
C. Solfosali di cerio 160
Solfocarbonato cerioso, solfarseniati cerioso, cerico, solfarsenito cerioso, solfomolibdati cerioso, cerico, ipersolfomolibdati cerioso e cerico, solfotunstato cerioso. 161
Solfotellurato cerioso ivi
XV. SALI DI MANGANESE ivi
Sali manganosi, sali manganici ivi
A. Sali aloidi di manganese 162
Cloruri manganoso, manganoso-potassico, manganico ivi
Clorido manganico, ioduro manganoso, fluoruri manganoso, manganico ivi
Fluorido manganico, fluoruro silicico-manganoso 164
Cianuri manganoso, manganoso-potassico, solfocianuro manganoso 165
B. Ossisali di manganese 166
a. Sali a base di ossido manganoso ivi
Solfati manganosi ivi
Solfati manganoso-potassico, manganoso-ammonico, iposolfato manganoso 167
Solfito, iposolfito, fosfato, fosfito manganosi ivi
Ipofosfito, carbonato, ossalato, borato manganosi 168
Silicati, acetato, tartrato manganosi, tartrato manganoso-potassico, malato manganoso 169
Benzoato, succinato, formiato, seleniti, arseniato manganosi 170
Cromato, molibdato, tunstato, antimoniato, tellurato manganosi 171
b. Sali a base di ossido manganico 172
Solfato manganico ivi
Solfato manganico-potassico ivi

C. Solfosali di manganese . . . . pag. 173
Solfocarbonato, solfarseniato manganosi 174
Solfarsenito, ipsolfarsenito, solfomolibdato manganosi ivi
Ipersolfomolibdato, solfotunstato manganosi 175
XVI. SALI DI FERRO. ivi
Sali ferrosi, sali ferrici . . . . *ivi*
A. Sali aloidi di ferro 176
Cloruro ferroso . . . . *ivi*
Cloruri ferroso-ammonico, ferrico 177
Cloruro ferrico-ammonico 178
Bromuri ferroso, ferrico, ioduri ferroso, ferrico, fluoruro ferroso 179
Fluoruri ferroso-potassico, ferrico, ferrico-potassico, silicico-ferroso 180
Fluoruri silicico-ferrico, titanico-ferrico, cianuro ferrosi. . . . . *ivi*
Cianuro ferrico, cianuri doppii di ferro e d'altri metalli 182
Sali doppi formati dal cianuro ferroso . . . . *ivi*
Cianuro ferroso-potassico (prussiato di potassa) 184
Cianuri ferroso-sodico, ferroso-ammonico 186
Cianuri ferroso-baritico, ferroso-stronzico 187
Cianuri ferroso-calcico, ferroso-magnesico, cianuri doppii formati dal cianuro ferroso coi cianuri dei radicali delle terre 188
Cianuri doppi formati dal cianuro ferroso coi cianuri degli altri metalli . . . 189
Cianuro doppio ferroso-idrico o cianuro ferroso acido 191
Cianuro ferroso-ferrico o azzurro di Prussia 194
Cianuro ferrico 199
Sali doppi di cianuro ferrico, cianuro ferrico-potassico 200
Precipitati formati dal cianuro ferrico-potassico nelle dissoluzioni d' ossidi metallici 202
Cianuro ferrico acido . . . . *ivi*
Solfocianuro ferroso 203
Solfacianuro ferrico . . . . *ivi*
Clorocianuro di ferro 204
B. Ossisali di ferro. 205
a. Sali a base di ossido ferroso . . . . *ivi*
Solfati ferrosi . . . . *ivi*
Solfato ferroso-potassico 208
Solfato ferroso-ammonico, iposolfato, solfito, iposolfito ferrosi. . . . . *ivi*
Nitrato, fosfati, fosfito ferrosi. 209
Ipofosfito, carbonato, ossalato, borato, silicati ferrosi 210
Alluminato, acetato, tartrato ferrosi. 212
Tartrato ferroso-potassico, citrato, benzoato, gallato, succinato ferroso . . . . . *ivi*
Seleniato, selenito, arseniato ferrosi 213
Arsenito, cromato ferrosi, ossido cromico ossido ed ferroso, molibdato, tunstato ferrosi, tunstato ferroso manganoso, antimoniato, antimonito, tellurato, titanato ferrosi, tantalato ferroso-manganoso 214
b. Sali a base di ossido ferrico 215
Solfati ferrici. . . . . *ivi*
Solfato ferrico-potassico 217
Solfato ferrico-ammonico. . . . . *ivi*
Solfato ferroso-ferrico, iposolfato, nitrati ferrici 218
Fosfato ferrico 219
Fosfito, ipofosfito, clorato, iodato ferrici. 220
Carbonato, ossalato, borato, silicato, acetati ferrici. 221
Tartrati ferrico, ferrico-potassico, ferroso-ferrici, citrato, malato, gallato ferrici. . 222
Benzoati, succinato, formiato ferrici 223
Fulminato, seleniato, seleniti, arseniati ferrici. . . . . *ivi*
Arseniato ferroso-ferrico 225
Cromati, molibdato, antimoniato, tellurato ferrici. 226

C. Solfosali di ferro . . . . . pag. 226
Solfocarbonati ferroso, ferrico, solfocianidrato ferrico, solfarseniato ferroso . . . . *ivi*
Solfarseniato ferrico, solfarseniti ferroso, ferrico, solfomolibdato ferroso 227
Solfomolibdato ferrico, ipersolfomolibdati ferroso, ferrico, solfotunstato ferrico; solfotellurati ferrosi, ferrico 228
Iposolfantimonito sesquiferroso 229
XVII. SALI DI COBALTO . . . . . *ivi*
A. Sali aloidi di cobalto 230
Cloruro cobaltico . . . . . *ivi*
Ioduro, fluoruro cobaltici, fluoruri cobaltico-potassico, cobaltico-ammonico, silicico-cobaltico, cianuro cobaltico, cianuro doppio suscobaltico e potassico . . 231
Solfocianuro cobaltico 232
B. Ossisali di cobalto 233
Solfati cobaltici, cobaltico-potassico, cobaltico-ammonico, iposolfato, nitrato, fosfato cobaltici 234
Fosfito, ipofosfito, carbonato cobaltici, carbonato cobaltico-ammonico . . . . . *ivi*
Ossalato, borato, silicato cobaltici 235
Acetato, tartrato cobaltici, tartrato cobaltico-potassico, benzoato, succinato, formiato, seleniti, arseniati cobaltici 236
Arsenito, cromato, molibdato, antimoniato, antimonito cobaltici 237
C. Solfosali di cobalto 239
Solfocarbonato, solfarseniato, solfarsenito, solfomolibdato, ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato cobaltici . . . . . *ivi*
XVIII. SALI DI NICHELIO 240
A. Sali aloidi di nichelio . . . . . *ivi*
Cloruro nichelico 241
Cloruro nichelico-ammonico, ioduro, fluoruro nichelici, fluoruri nichelico-potassico, nichelico-ammonico, nichelico-alluminico, silicico-nichelico, cianuro nichelico . . . . . *ivi*
Cianuri nichelico-potassico, nichelico-sodico, nichelico-ammonico, nichelico-baritico, nichelico-calcico 242
Solfocianuro nichelico 243
B. Ossisali di nichelio . . . . . *ivi*
Solfato nichelico . . . . . *ivi*
Solfati nichelico-potassico, nichelico-ammonico, nitrato nichelico 244
Nitrato nichelico-ammonico, fosfati nichelico, nichelico-ammonico, fosfito, carbonato nichelici . . . . . *ivi*
Carbonato nichelico-ammonico, ossalati nichelico, nichelico-potassico, nichelico-sodico, nichelico-ammonico, borato, silicato, acetato nichelici 245
Tartrati nichelico, nichelico-potassico, citrato, benzoato, succinato, formiato, gallato, seleniato, selenito, arseniato nichelici 246
Arsenito, cromato, molibdato, antimoniato, tellurato nichelici 247
C. Solfosali di nichelio 248
Solfocarbonato nichelico . . . . . *ivi*
Solfarseniato, solfarsenito, solfomolibdato, ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato nichelici . . . . . *ivi*
XIX. SALI DI ZINCO 249
A. Sali aloidi di zinco . . . . . *ivi*
Cloruro, ioduro, fluoruro zinchici, fluoruro, zinchico-potassico 250
Fluoruri alluminico-zinchico, borico-zinchico, silicico-zinchico, cianuri zinchico-potassico . . . . . *ivi*
B. Ossisali di zinco 251
Solfato zinchico . . . . . *ivi*
Solfati zinchico-potassico, zinchico-ammonico, zinchico-nichelico 252
Iposolfato, solfito, iposolfito, nitrato, fosfato zinchici 253
Fosfito, ipofosfito, clorato, iodato, carbonato zinchici 254
Ossalato, borato, silicato zinchici 255

Alluminato, acetato, tartrato zinchici, tartrato zinchico-potassico, citrato, malati zinchici . . . pag. 256
Benzoato, succinato, formiato, fulminato, seleniato, selenito zinchici. . . 257
Arseniato, molibdato zinchici, molibdati zinchico-potassico, zinchico-ammonico, tunstato, antimoniato zinchici . . . 258
C. Solfosali di zinco . . . 259
Solfocarbonato, solfocianidrato, solfarseniato, solfarsenito, solfomolibdato, ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato zinchici. . . *ivi*
XX. SALI DI CADMIO . . . 260
A. Sali aloidi di cadmio. . . *ivi*
Cloruro, ioduro, fluoruro cadmici. . . *ivi*
Fluoruro cadmico. . . 261
Fluoruro silicico-cadmico . . . *ivi*
B. Ossisali di cadmio . . . *ivi*
Solfato, iposolfato, nitrato, fosfato, fosfito cadmici . . . *ivi*
Ipofosfito, carbonato, ossalato, borato, acetato, tartrato, citrato cadmici. . . 262
C. Solfosali di cadmio . . . *ivi*
Solfocarbonato, solfarseniato, solfarsenito cadmici . . . *ivi*
Solfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato cadmici . . . 263
XXI. SALI DI PIOMBO . . . *ivi*
A. Sali aloidi di piombo . . . *ivi*
Cloruri piombici . . . 264
Cloruro e fosfato piombici, cloruro e fosfito piombici, cloruro e carbonato piombici, bromuro piombico . . . 265
Ioduro, fluoruri, clorofluoruro piombici . . . 266
Fluoruri borico-piombico, silicico-piombico, titanico-piombico, cianuro piombico . 267
Solfocianuro piombico . . . 268
B. Ossisali di piombo . . . *ivi*
Solfato piombico . . . *ivi*
Iposolfati piombici . . . 269
Solfito, iposolfito, nitrati piombici . . . 270
Nitriti piombici. . . 272
Fosfati piombici . . . 275
Nitrato e fosfato piombici, fosfito piombico . . . 276
Ipofosfito, clorato, clorito, bromato piombici. . . 277
Iodato, carbonato piombici . . . 278
Solfato e carbonato piombici, ossalati piombico, piombico-potassico, borato, silicato piombici. . . 280
Acetati piombici . . . 281
Tartrato piombico . . . 283
Pirotartrato, piombico, tartrato piombico-potassico, citrato, malato piombici, malati piombico-ammonico, piombico-zinchico, piromalato, mucato piombici. . 284
Piromucato, benzoato, gallato, formiato, succinato piombici . . . *ivi*
Cianito, seleniato, selenito, arseniato piombici. . . 285
Arseniti, cromati piombici. . . 286
Molibdato, tunstato, antimoniato piombici. . . 288
Tellurato piombico. . . 289
C. Solfosali di piombo . . . *ivi*
Solfocarbonato, solfocianidrato, solfarseniato, solfarsenito, piombici . . . *ivi*
Solfomolibdato, ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato, iposolfantimonito piombico . . . 290
XXII. SALI DI STAGNO . . . 291
Sali stagnosi, sali stagnici. . . *ivi*
A. Sali aloidi di stagno . . . *ivi*
Cloruro stagnoso. . . *ivi*
Cloruro stagnico. . . 294
Sali doppi de'cloruri di stagno, bromuri stagnoso, stagnico . . . 295

Ioduri stagnoso, stagnico, fluoruri stagnoso, stagnico, silicico-stagnico, cianuri di stagno . . . . . pag. 296
Solfocianuro di stagno 297
B. Ossisali di stagno ivi
a. Sali a base di ossido stagnoso ivi
Solfato, solfito, iposolfito stagnosi ivi
Nitrato, fosfito, carbonato, ossalato, borato, acetato stagnosi ivi
Tartrati stagnoso, stagnoso-potassico, malato, benzoato, gallato, formiato, succinato stagnosi 299
Acidi metallici e sali stagnosi ivi
b. Sali a base di ossido stagnico 300
Solfato, nitrato, fosfato, fosfito, clorato, iodato, borato, carbonato, acetato, selenito stagnici ivi
Arseniato, arsenito, cromato, molibdato, tunstato stagnici ivi
C. Solfosali di stagno 301
Solfocarbonati stagnoso, stagnico, solfarseniato stagnoso ivi
Solfarseniato stagnico, solfarseniti stagnoso, stagnico, solfomolibdati stagnoso, stagnico, ipersolfomolibdati stagnoso, stagnico, solfotunstati stagnoso, stagnico, solfotellurati stagnoso, stagnici ivi
XXIII. SALI DI BISMUTO 302
A. Sali aloidi di bismuto 303
Cloruri, bromuro bismutici ivi
Ioduro, fluoruro, cianuro, solfocianuro bismutici ivi
B. Ossisali di bismuto 304
Solfato, solfito, nitrati bismutici ivi
Fosfato, fosfito, iodato, carbonato, ossalato, borato, acetato bismutici 305
Tartrato, benzoato, gallato, formiato, succinato, arseniato, cromato, molibdato bismutici 306
C. Solfosali di bismuto 307
Solfocarbonato, solfarseniato, solfarsenito bismutici ivi
Solfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato bismutici ivi
XXIV. SALI D'URANO ivi
A. Sali aloidi di urano 308
Cloruro uranoso ivi
Cloruri uranico, uranico-potassico, fluoruri uranoso, uranico, cianuro e solfocianuro di urano ivi
B. Ossisali di urano 309
Solfati uranosi, uranoso-potassico, uranico ivi
Solfato uranico-potassico, nitrato uranico ivi
Fosfati uranico, uranico-calcico, carbonati uranico, uranico-potassico, ossalato uranico 310
Borato, acetato, tartrato, citrato, benzoato, selenito, arseniato, cromato, molibdato, tunstato uranici 311
C. Solfosali di urano 312
Solfocarbonato uranico ivi
Solfarseniato, solfarsenito, solfomolibdato, ipersolfomolibdato uranici ivi
XXV. SALI DI RAME 313
Sali rameosi, sali rameici ivi
A. Sali aloidi di rame ivi
Cloruro rameoso ivi
Cloruri rameici ivi
Cloruri rameico-potassico, rameico-ammonico, ioduri rameoso, rameico 314
Fluoruri rameoso, rameico 316
Fluoruri rameico-potassico, rameico-alluminico, borico-rameico, silicico-rameoso, silicico-rameico 317
Fluoruro titanico-rameico, cianuri rameoso, rameoso-potassico 318
Cianuri rameico, ferroso-rameico 319

Solfocianuri rameoso, rameico . . . . pag. 320
B. Ossisali di rame . . . . *ivi*
a. Sali a base di ossido rameoso . . . . *ivi*
Solfato, solfito rameosi. . . . . *ivi*
Solfito rameoso-potassico, iposolfito, carbonato, acetato rameosi. 321
Selenito rameoso. 322
b. Sali a base di ossido rameico . . . . *ivi*
Solfati rameici . . . . *ivi*
Solfato rameico-potassico, rameico-ammonico. 324
Solfato rameico-cobaltico, iposolfati rameico, rameico-ammonico, solfito, iposolfito, nitrati rameici 325
Nitrato rameico-ammonico, nitrito rameico 326
Fosfati rameici, uranico-rameico, fosfito, ipofosfito, clorato rameici. 327
Iodato, carbonati rameici 328
Carbonato rameico-potassico, ossalati rameico, rameico-potassico . . . . *ivi*
Ossalati rameico-sodico, rameico-ammonico 329
Borato, silicato, acetati rameici (verderame). 331
Tartrati rameico, rameico-potassico, pirotartrato, citrato, malato, mucato, piromucato, benzoato, gallato, formiato rameici. 336
Succinato, fulminato rameici, fulminato sodico-rameico, seleniato, seleniti, arseniati rameici 337
Arsenito rameico 339
Cromati rameico, piombico-rameico, molibdato, tunstato, antimoniato, antimonito, tellurato rameici. 340
C. Solfosali di rame 341
Solfocarbonato, solfocianidrato, solfarseniato, solfarsenito rameici . . . . *ivi*
Solfomolibdato, ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato rameici, iposolfantimonito rameoso, iposolfantimonito trirameoso ed iposolfantimonito tripiombico 342
XXVI. SALI DI MERCURIO 343
Sali mercuriosi, sali mercurici . . . . *ivi*
A. Sali aloidi di mercurio 344
Cloruro mercurioso . . . . *ivi*
Cloruri mercurici. . . . . *ivi*
Cloruri mercurici doppii. 349
Cloruro e solfuro mercurici. 352
Bromuri mercurioso, mercurico 353
Bromuro mercurico e potassico, ioduri mercuriosi e susmercuriosi . . . . *ivi*
Ioduro mercurico, ioduro e solfuro mercurici 354
Ioduri mercurici doppii, ioduro mercurico e cloruri, fluoruri mercuriosi 355
Fluoruri mercurico, ammonico-mercurico, silicico-mercurioso. 356
Fluoruro silicico-mercurico, cianuri mercurici 357
Cianuro potassico-mercurico, cianuro mercurico e ioduro potassico, cianuro mercurico e cromato potassico, cianuro mercurico e formiato potassico. . . . 360
Solfocianuro mercurioso. 361
Solfocianuro mercurico. 362
B. Ossisali di mercurio. . . . . *ivi*
a. Sali a base di ossido mercurioso . . . . *ivi*
Solfato mercurioso. . . . . *ivi*
Solfito, nitrati mercuriosi 363
Nitrato ammonico-mercurioso . . . . *ivi*
Nitriti, fosfato mercurioso, fosfiti di mercurio, clorato, bromato, iodato, carbonato mercuriosi 365
Acetato, ossalato mercuriosi, ossalato mercurioso-potassico, borato, tartrato, pirotartrato, citrato, malato, piromalato, piromucato mercuriosi 366
Benzoato, gallato, succinato, fulminato mercurioso . . . . *ivi*
Selenito mercurioso. 368

Arseniato, arsenito, cromato, molibdato mercuriosi . . . . pag. 368
b. Sali a base di ossido mercurico 369
Solfato mercurico 370
Solfato ammonico-mercurico, solfato e solfuro mercurici . . . . *ivi*
Solfito ed iposolfito mercurici, nitrati mercurici, ammonico-mercurico. . . . . . *ivi*
Nitrato e solfuro mercurici 371
Nitrato e ioduro mercurici, fosfato, clorato, iodato, carbonato, ossalato, borato, acetato mercurici 372
Acetato e solfuro mercurici, tartrato, citrato, malato, benzoato, gallato mercurici. 373
Formiato, succinato, seleniti, arseniato, arsenito, cromato mercurici. 374
Antimoniato, tellurato mercurici 375
C. Solfosali di mercurio 376
Solfocarbonati mercurioso, mercurico, solfocianidrato mercurico, solfarseniato mercurioso, mercurico, solfarsenito mercurioso . . . . *ivi*
Solfarsenito mercurico, solfomolibdati mercurioso, mercurico, ipersolfomolibdati mercurioso, mercurico, solfotunstati mercurioso, mercurico. 377
Solfotellurati mercurioso e mercurico. 378
XXVII. SALI D'ARGENTO 379
A. Sali aloidi di argento . . . . *ivi*
Cloruri argentici. . . . . *ivi*
Cloruri doppii argentico e potassico, sodico ed ammonico, cloruro argentico e cianuro potassico 383
Bromuro, ioduro argentici 384
Ioduro argentico e cianuro potassico, fluoruri argentico, silicico-argentico, cianuro argentico . . . . *ivi*
Cianuri argentici doppii, cianuro e nitrati argentici 385
Solfocianuro argentico 387
B. Ossisali di argento . . . . *ivi*
Solfati argentico, argentico ammoniacale. *ivi*
Iposolfati argentico, argentico ammoniacale, solfito, iposolfito argentici. 388
Iposolfiti argentici doppii . . . . *ivi*
Nitrato argentico. 390
Nitrati argentico ammoniacale, mercurico-argentico, nitrato argentico e cianuro mercurico 394
Nitrato argentico e cianuro rameico, nitrito argentico. . . . . *ivi*
Fosfato argentico. 395
Clorato, bromato, iodato, carbonato, ossalato argentici, ossalato argentico-potassico, borato argentico 396
Acetato, tartrato argentici, tartrato argentico-potassico, pirotartrato, citrato, malato, piromalato, mucato, piromucato argentici 397
Benzoato, gallato, formiato, succinato, cianito, fulminati argentici 398
Fulminati argentico-potassico, argentico-sodico, argentico-ammonico, argentico baritico, argentico-stronzico, argentico-calcico. . . . . *ivi*
Fulminato argentico-magnesico, seleniati argentici, argentico ammoniacale, selenito, arseniato argentici. . . . . *ivi*
Arsenito, cromato argentici, cromato argentico ammoniacale, molibdato, tunstato, antimoniato, tellurato, tantalato argentici 403
C. Solfosali d'argento 404
Solfocarbonato, solfocianidrato, solfarseniato, solfarseniti argentici . . . . *ivi*
Solfomolibdato, ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato, iposolfantimonito argentici 405
XXVIII. SALI DI RODIO 406
A. Sali aloidi di rodio. . . . . *ivi*
Cloruri rodico, rodioso-rodico . . . . *ivi*
Cloruri rodico-potassico, rodico-sodico 407
Cloruro rodico-ammonico. 408

B. Ossisali di rodio . . . . pag. *ivi*
Solfato rodico 409
Solfati rodico-potassici . . . . *ivi*
Nitrati rodico, rodico-sodico, acetati rodico, rodico-sodico 410
XXIX. SALI DI PALLADIO . . . . *ivi*
Sali palladiosi, sali palladici 411
A. Sali aloidi di palladio . . . . *ivi*
Cloruri palladioso, palladioso-potassico . . . . *ivi*
Cloruri palladioso-sodico, palladioso-ammonico, palladioso ammoniacale . . . 412
Cloruri palladico, palladico-potassico 413
Cloruro palladico-ammonico, ioduro, fluoruro di palladio, cianuro palladioso . *ivi*
Cianuri palladioso ammoniacale, palladioso-potassico, cianuro e nitrato palladioso, cianuro palladico 414
Solfocianuro palladioso 415
B. Ossisali di palladio 416
Solfato, nitrato palladiosi, nitrato palladioso ammoniacale . . . . *ivi*
XXX. SALI DI PLATINO . . . . *ivi*
Sali platinosi e platinici . . . . *ivi*
A. Sali aloidi di platino 417
Cloruro platinoso . . . . *ivi*
Cloruri platinoso-potassico, platinoso-sodico, platinoso-ammonico, platinoso ammoniacale 419
Cloruri platinoso-mercurioso, platinico, platinico-potassico . . . . *ivi*
Cloruri platinico-sodici 421
Cloruri platinico-ammonico, platinico ammoniacale 422
Cloruri platinici doppii diversi dai precedenti, cloruro platinico-argentico . . 423
Bromuro, ioduro platinici . . . . *ivi*
Fluoruri platinico-potassico, sodico e ammonico, silicico-platinico, cianuri platinoso, platinico, platinico-potassico 424
Solfocianuro platinico 425
B. Ossisali di platino . . . . *ivi*
a. Sali a base di ossido platinoso . . . . *ivi*
Solfato, nitrato platinosi . . . . *ivi*
Acetato platinoso 426
b. Sali a base di ossido platinico . . . . *ivi*
Solfati platinico, platinico-potassico . . . . *ivi*
Solfati platinico-sodico, platinico-ammonico, platinico-baritico, nitrati platinico, platinico-potassico 427
Carbonato, ossalato platinici, sali platinici ad acidi vegetali 428
C. Solfosali di platino . . . . *ivi*
Solfocarbonato, solfarseniato, solfarsenito platinici . . . . *ivi*
Solfomolibdato, ipersolfomolibdato, solfotunstato, solfotellurato platinici . . 429
XXXI. SALI D'IRIDIO . . . . *ivi*
Sali iridiosi, susiridiosi, iridici, susiridici 430
A. Sali aloidi d'iridio . . . . *ivi*
Cloruri iridioso, iridioso-potassico 431
Cloruri iridioso-sodico, iridioso-ammonico . . . . *ivi*
Cloruri iridioso-ammoniacale, susiridico 432
Cloruro iridico 434
Cloruro iridico-potassico . . . . *ivi*
Cloruri iridico-sodico, iridico-ammonico, susiridico, susiridico-potassico . . . 435
B. Ossisali di iridio 437
Solfato, nitrato iridiosi, solfato iridico . . . . *ivi*
XXXII. SALI D'OSMIO 438
A. Sali aloidi d'osmio . . . . *ivi*
Cloruri d'osmio, cloruro osmioso 439
Cloruro susomioso . . . . *ivi*

Cloruro osmico . . . . pag. 440
Cloruro osmico-potassico 441
Cloruro susosmico. . . . . *ivi*
B. Ossisali d' osmio 443
Sali osmiosi: solfato, nitrato, fosfato. . . . . *ivi*
Sali susosmiosi: solfato, nitrato. . . . . *ivi*
Sali osmici: solfato. . . . . *ivi*
XXXIII. SALI D'ORO 444
A. Sali aloidi d' oro. . . . . *ivi*
Cloruro auroso 445
Cloruri aurici 447
Sali doppii del cloruro aurico, cloruro aurico-potassico . . . . *ivi*
Cloruri aurico-sodico, aurico-litico, aurico-ammonico. . . . .
Sali doppii formati dal cloruro aurico coi cloruri di bario, di stronzio, di calcio, 448
di magnesio, di manganese, di zinco, di cadmio, di cobalto e di nichelio . *ivi*
Bromuro aurico, ioduro auroso . . . . *ivi*
Ioduro, fluoruro aurici, cianuri aurico, aurico-potassico, solfocianuro aurico. . 449
B. Solfosali d'oro 450
Solfocarbonato, solfarseniato, solfarsenito, solfomolibdato, ipersolfomolibdato aurici . . . . *ivi*
Solfotunstato, solfotellurato aurici 451
XXXIV. SALI DI TITANO 452
A. Sali aloidi di titano . . . . *ivi*
Cloruro titanico . . . . *ivi*
Cloruro titanico ammoniacale, fluoruro titanico. 453
Cianuro ferroso-titanico. . . . . *ivi*
B. Ossisali di titano 454
Solfato titanico . . . . *ivi*
Azione degli acidi fosforico, arsenico, acetico, succinico, ossalico, tartrico sulla dissoluzione del surtitanato potassico nell'acido idroclorico . . . . *ivi*
XXXV. SALI DI TELLURO 455
A. Sali aloidi di telluro . . . . *ivi*
Cloruro, ioduro tellurici . . . . *ivi*
B. Ossisali di telluro . . . . *ivi*
Nitrato, fosfato, arseniato, molibdato, tunstato, cromato tellurici . . . . . . *ivi*
XXXVI. SALI D'ANTIMONIO 456
A. Sali aloidi d'antimonio . . . . *ivi*
Cloruro antimonico . . . . *ivi*
Clorido antimonioso. 457
Clorido, bromuro antimonici 458
Ioduro, fluoruro antimonici, fluoridi antimoniosi ed antimonico, fluoruro silicico-antimonico, cianuro antimonico . . . . *ivi*
B. Ossisali d'antimonio. 459
Solfato antimonico. . . . . *ivi*
Solfito, nitrato, fosfato antimonici . . . . *ivi*
Fosfito, ossalato antimonici, ossalato antimonico e potassico, acetato, tartrato antimonici 460
Tartrato antimonico-potassico o tartaro emetico. 461
Benzoato, succinato, formiato, arseniato, arsenito, molibdato, cromato antimonici 464
C. Solfosali d'antimonio . . . . *ivi*
XXXVII. SALI DI MOLIBDENO. 465
Sali molibdosi . . . . *ivi*
Sali molibdici, sali ipermolibdici. . . . . *ivi*
A. Sali aloidi di molibdeno 466
Cloruri molibdosi, molibdoso-potassico . . . . *ivi*
Cloruri molibdoso-ammonico, molibdici 467

Cloruro molibdico-ammonico, clorido molibdico, ioduro molibdoso . . . . pag. 468
Ioduro molibdico, fluoruri molibdosi, molibdoso-potassico, molibdoso-sodico, molibdoso ammonico, molibdico 469
Fluoruri molibdico-potassico, molibdico-sodico, molibdico-ammonico, fluorido molibdico, fluoruro silicico-molibdoso ivi
Fluoruro silicico-molibdico, fluorido silicico-molibdico, cianuro di molibdeno, cianuro ferroso-molibdoso 470
Cianuro ferroso-molibdico, cianido molibdico e cianuro ferroso 471
B. Ossisali di molibdeno 472
a. Sali a base di ossido molibdoso ivi
Solfato molibdoso ivi
Nitrato, fosfato, carbonato, ossalato, borato, acetato, tartrato, succinato molibdosi 473
Ossalato molibdoso-potassico, tartrato molibdoso-potassico, arseniato, cromato molibdosi ivi
b. Sali a base di ossido molibdico 474
Solfato, nitrato molibdici ivi
Fosfato, carbonato, ossalato molibdici, ossalato molibdico-potassico, borato, acetato molibdici 475
Tartrati molibdico, molibdico-potassico, succinato, arseniato, cromati molibdici. . 476
Tunstato molibdico 477
c. Sali ipermolibdici (sali a base di acido molibdico) 478
Solfato ipermolibdico ivi
Nitrato, fosfato, ossalati ipermolibdici ivi
Borato, acetato, tartrato, succinato, arseniato ipermolibdici 479
Cromato ipermolibdico 480
C. Solfosali di molibdeno ivi
XXXVIII. SALI DI CROMO ivi
Sali cromici, sali suscromici 481
A. Sali aloidi di cromo ivi
Cloruri cromico, suscromico, clorido cromico ivi
Fluoruri cromico, suscromico, fluorido cromico 482
Cianuro, solfocianuro cromici 484
B. Ossisali di cromo ivi
Solfati cromico, cromico-potassico ivi
Solfito, nitrato, fosfato, fosfito, carbonato, ossalato cromici 486
Tartrato, acetato cromici ivi
C. Solfosali di cromo 487
Solfocarbonato, solfarseniato, solfarsenito, solfomolibdato cromici ivi
Ipersolfomolibdato, solfotunstato cromici ivi
XXXIX. SALI DI VANADIO 488
A. Sali in cui il Vanadio è l'elemento elettropositivo ivi
I. *Sali vanadici* ivi
Alosali vanadici. Cloruro vanadico 489
Bromuro vanadico 490
Ioduro, fluoruro vanadici, fluoruro silicico-vanadico, cianuro vanadico. ivi
Cianuri ferroso-vanadico, ferrico-vanadico 491
Ossisali vanadici. Solfato vanadico ivi
Solfato vanadico-potassico, nitrato vanadico ivi
Fosfato, arseniato vanadici 493
Borato, carbonato, silicato, molibdato, tunstato vanadici 494
Cromato, ossalato vanadico, ossalato vanadico-potassico 495
Citrato, acetato, formiato, succinato vanadici 496
Benzoato vanadico 497
II. *Sali ipervanadici* (a base d'acido vanadico) ivi
Alosali ipervanadici. Clorido vanadico 498
Iodido di vanadio 499

Fluoridi vanadico, silicico-vanadico, cianuro ferroso-ipervanadico . . . . pag. 499
Ossisali ipervanadici. Solfati ipervanadico, ipervanadico-potassico, nitrato, fosfati ipervanadici 500
Fosfati ipervanadico-sodico, ipervanadico-silicico 501
Arseniato ipervanadico, azione degli acidi vegetali sull'acido vanadico 502
B. Sali in cui il vanadio è l' elemento elettronegativo 503
1. *De' vanaditi* . . . . *ivi*
Vanadito potassico . . . . *ivi*
Vanadito ammonico 504
2. *De' vanadati* . . . . *ivi*
Vanadati potassici 506
Vanadati sodici, litici 507
Vanadati ammonici 509
Vanadati baritici 510
Vanadati stronzici, calcici, magnesici . . . . *ivi*
Vanadati alluminico, glicico, ittrico, zirconico, torici, manganosi, ferrosi 511
Vanadati ferrici, cobaltici, nichelici, zinchici, cadmici, stagnoso, stagnico, piombici. 512
Vanadati uranici, mercuriosi 514
Vanadati mercurici, argentico . . . . *ivi*
De' vanadati verdi 515
Solfosali di vanadio . . . . *ivi*
OSSERVAZIONI GENERALI INTORNO I FENOMENI DELL' AFFINITA' CHIMICA 517
Diversi gradi di energia dell' affinità 518
Circostanze che possono modificare le regole sull'affinità 522
TEORIA DELLE PROPORZIONI CHIMICHE ED INFLUENZA CHIMICA DELL' ELETTRICITA' NELLA NATURA INORGANICA 529
I. Esposizione istorica de'progressi della teoria delle proporzioni chimiche . . . . *ivi*
II. Occhiata sulla teoria delle proporzioni chimiche e loro cagione 539
A. Proporzioni in cui si combinano gli atomi de' corpi semplici 545
B. Proporzioni in cui si combinano gli atomi composti 548
Combinazione dei gas; teoria de' volumi 553
III. Esposizione della teoria elettro-chimica, quale risulta dall' esperienza fin oggi acquistata 558
Osservazioni sulla teoria della combustione ammessa fino ad oggi . . . . *ivi*
Modificazioni convenienti a questa teoria 563
Sistema elettro-chimico de'corpi considerati come semplici 582
Come trovasi l' elettricità ne' corpi? . . . . *ivi*
Rapporti delle affinità chimiche colle proprietà elettriche ne'corpi 585
Natura della dissoluzione e differenza fra questa e la combinazione chimica 586
IV. Maniera di determinare il numero relativo degli atomi semplici nelle chimiche combinazioni 591
Sulle due serie di ossidazione 596
V. Sulla maniera di determinare i pesi relativi degli atomi semplici, e confrontarli gli uni cogli altri 604
VI. Sulla maniera di determinare con formule la composizione de'corpi, tanto rispetto ai loro elementi, che al numero de' loro atomi 609
Simboli chimici de' corpi semplici 611
VII. Sul peso degli atomi de' corpi semplici 613
Esposizione della maniera con cui il peso dell'atomo di ciascun corpo semplice venne determinato 614

FINE DELLA TAVOLA.